Chem. 327

Werther, G.,

bis 14. März [illegible]

Die

unorganische Chemie,

ein Grundriſs

für seine Vorlesungen an der Artillerie- und Ingenieur-Schule in Berlin

von

Dr. G. Werther.

Erste Abtheilung:

Die unorganische Chemie mit Ausnahme der zur Artillerie- und Ingenieur-Technik gehörigen Gegenstände.

Berlin.
Druck und Verlag von G. Reimer.
1850.

Bayerische
Staatsbibliothek
München

BIBLIOTHECA
REGIA
MONACENSIS.

Bayerische
Staatsbibliothek
München

Herrn

Eilhard Mitscherlich

seinem hochverehrten Lehrer

der Verfasser.

Bayerische
Staatsbibliothek
München

Vorrede.

Der besondere Zweck, welcher auf dem Titel dieses Werks angegeben ist, entschuldigt das Unternehmen des Verfassers, zu den zahlreichen Grundrissen der Chemie noch einen hinzuzufügen.

Die erste Abtheilung enthält das Gebiet der Chemie, so weit es die Vorlesungen überhaupt umfassen. Die technischen Theile der Chemie sind etwas ausführlicher, als es sonst in einem Grundrifs zu geschehen pflegt, behandelt worden, denn das liegt im Interesse des Publikums, für den dieser Grundrifs bestimmt ist. Um jedoch nicht zu grofse, fast monographische Einschaltungen zwischen einzelne Capitel zu machen, sind die technischen Gegenstände der Artillerie- und Ingenieur-Wissenschaften, welche eine ausführlichere Behandlung vom chemischen Standpunkte aus in diesem Werke beanspruchen, in eine 2. Abtheilung verwiesen, die im Laufe dieses Jahres wohl erscheinen wird.

Die Holzschnitte im Werk verdanke ich theils der Güte des Herrn Geh. Rath Mitscherlich, theils sind sie Graham's Chemie (herausgegeben von Otto) und Knapp's chemischer Technologie entlehnt, einige sind besonders angefertigt.

In Bezug auf das Materielle des Werks habe ich mich besonders auf Mitscherlich's Lehrbuch gestützt. Und obwohl ich seine bewährte heuristische Methode während meiner mehrjährigen Lehrpraxis befolge, so konnte doch nach ihren Principien dieses Werk wegen seines geringen Umfangs nicht durchgängig ausgearbeitet werden. Uebrigens sind, wie sich wohl von selbst versteht, die neuesten gröſseren Werke sowohl als kleinere Abhandlungen und Monographieen namhafter Chemiker und Techniker nicht unbenutzt gelassen.

Berlin, den 10. Juni 1850.

Der Verfasser.

Inhaltsverzeichnifs.

Seite

Aufgabe der Chemie. 1
Verhältnifs der Chemie zu andern Naturwissenschaften. . . . 1
Ableitung des Namens Chemie. 1
Die einfachen Körper. 2
Verbindungen derselben. 3
Chemische Verwandtschaftskraft. 3—5
Verbindungen. Gesetz derselben. 6
Aequivalente. Chemische Proportionen. 7. 8
Stöchiometrie. Atomentheorie. 9
Krystallisation. 10
Isomorphie. Dimorphie. Chemische Zeichen. 11

METALLOÏDE.

1. Sauerstoff. Vorkommen. 12
 Darstellung des Sauerstoffs aus Quecksilberoxyd, . . . 13
 aus Braunstein, chlorsaurem Kali. Eigenschaften. . . 14
 Geschichtliches der Verbrennungstheorie. 15
 Oxyde. Basische Oxyde. 16
 Bezeichnung der Oxydationsstufen. 17
 Salze. Lateinische Nomenclatur der Oxydationsstufen. . 18
2. Wasserstoff. Vorkommen. Darstellung. 18
 Eigenschaften desselben. 19
 Chemische Harmonika. Knallgasgebläse. Siderallicht. . 20
 Oxydation des Wasserstoffs. Wasser. 21
 Zusammensetzung des Wassers. 22. 23
 Verhältnifs von Atom und Volum. 23. 24
 Volumtheorie. Bestimmung des spec. Gew. der Gase. 25. 26
 Eigenschaften des Wassers. 27
 Wasserstoffsuperoxyd. 28
3. Stickstoff. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. 28. 29
 Die atmosphärische Luft. Zusammensetzung derselben. 29. 30
 Analyse der Luft. 31. 32
 Stickoxydul. Darstellung. Eigenschaften. 32. 33
 Stickoxyd. Ammoniak. 34. 35

Seite

4. Schwefel. Vorkommen. Gewinnung. 35
Destillation der Kiese. Reinigung des Rohschwefels. . . 36
Schwefelblumen. Apparat zur Darstellung derselben. Schwefelmilch. 37
Erkennung des Arsens und Selens im Schwefel. Eigenschaften des Schwefels. Dimorphie. 38
Verbindungen desselben. Schwefelstickstoff. 39
Schwefelmetalle. 40
5. Selen. Vorkommen. 40
Darstellung. Eigenschaften. 41. 42
6. Phosphor. Vorkommen. 42
Darstellung. Eigenschaften. 43
Phosphoroxyd. Phosphorwasserstoff. 44
Phosphorstickstoff. Schwefelphosphor. Die Haloïde. . . 45
7. Chlor. Vorkommen. Darstellung. 46
Eigenschaften desselben. 47
Chlorverbindungen. Bezeichnung derselb. Chlorstickstoff. 48
Chlorschwefel. Chlor und Wasser. 49
8. Brom. Vorkommen. Darstellung. 49
Eigenschaften. Verbindungen. 50
9. Jod. Vorkommen. Darstellung. 50
Eigenschaften. Verbindungen. 51
Jodstickstoff. Anwendung des Jods. 52
10. Fluor. Vorkommen. Darstellung. Verbindungen. . . . 52
11. Kiesel. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. Verbindungen. Fluorkiesel. 53
12. Bor. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. Verbindungen. 54
13. Kohlenstoff. Vorkommen. 54
Darstellung. Verkohlung organischer Körper. Meilerkohle. 55. 56
Ausbeute bei Verkohlung. Coaksdarstellung. . . . 57. 58
Darstellung thierischer Kohle. Eigenschaften des Diamants, Graphits, Anthrazits, ... 59
der Steinkohlen, Braunkohlen, Holzkohle, thierischen Kohle. Unschmelzbarkeit. 60
Entfärbungskraft. Absorption von Gasen. 61
Kohlenoxyd. Darstellung und Eigenschaften. Kohlenwasserstoffe. 62
Grubengas. Darstellung. Eigenschaften. 63
Leuchtgas. Eigenschaften. 64
Gewinnung desselben. — Cyan. Darstellung, ... 65. 66
Eigenschaften, Verbindungen. — Schwefelkohlenstoff. . . 67

Seite

Darstellung, Eigenschaften des Schwefelkohlenstoffs. . . 68
Die Verbrennung. Erzeugung von Licht und Wärme. 69
Verbrennen mit Flamme. Bestandtheile verschiedener Flammen. 70
Künstlicher Luftzug. Gewinnung von Rufs. Die Sicherheitslampe. 71. 72
Entzündlichkeit brennbarer Körper. Pyrophore. . . . 73
Die Säuren. Merkmale, Eintheilung derselben. 74
Unterschied zwischen Sauer- und Wasserstoffsäuren. Organische Säuren. 75
In Wasser gelöste Säuren, concentrirte, diluirte. Säurehydrate. 76
Sättigungscapacität, Nomenclatur der Säuren. 76. 77
Sauerstoffsäuren mit einfachem Radical.
Salpetersäure, Eigenschaften, Darstellung. . . . 78
Fabrikmäfsige Gewinnung der Salpetersäure. 79
Scheidewasser. Eigenschaften. Erstes Hydrat. 80
Zweites Hydrat. Die Schiefsbaumwolle. 81. 82
Salpetrige Säure. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. 82
Salpetrige Salpetersäure. Rauchende Salpetersäure. . . . 83
Säuren des Schwefels. Mono- und Polythionsäuren.
Schwefelsäure. Vorkommen. 84
Darstellung der wasserfreien, rauchenden und englischen. . 85
Eigenschaften der wasserfreien, rauchenden und englischen. Anwendung. 86. 87
Verunreinigungen. Schwefelsaure salpetrige Säure. . . . 88
Schweflige Säure. Darstellung. Eigenschaften. . 88
Unterschweflige Säure. Darstellung. Eigenschaften. Tetrathionsäure. 89
Säuren des Phosphors.
Phosphorsäure. Darstellung und Eigenschaften. . 90
Die gewöhnliche, Pyro- und Metaphosphorsäure. 91
Phosphorige Säure. Darstellung. Eigenschaften. 91
Unterphosphorige Säure. Darstell. Eigensch. 92
Säuren des Chlors.
Ueberchlorsäure. Darstellung. Eigenschaften. . 92. 93
Chlorsäure. Chlorige Säure. Darstellung. . . 93
Eigenschaften. Unterchlorige Säure. Darstellung. Eigenschaften. Salze. 94
Bromsäure. Säuren des Jods. Ueberjodsäure. Jodsäure. 95
Kieselsäure. Vorkommen. Eigenschaften. Silicate. . 96. 97
Borsäure. Vorkommen. Gewinnung. Eigenschaften. . 97

Seite

Säuren des Kohlenstoffs.
Kohlensäure. Vorkommen. Darstellung. 98
Eigenschaften. Salze. 99
Oxalsäure (Kleesäure). Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. 100
Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical. 101
Säuren des Cyans. Cyansäure. Darstellung. Eigenschaften. 102
Knallsäure (Paracyansäure). Darstellung. Eigenschaften. Salze. 103. 104
Wasserstoffsäuren. Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure). Vorkommen. 105
Gewinnung. Eigenschaften. Verunreinigungen. . . . 106. 107
Königswasser. 108
Bromwasserstoffsäure. Jodwasserstoffsäure. Fluorwasserstoffsäure. 108. 109
Kieselfluorwasserstoffsäure. Darstellung. Eigenschaften. 110. 111
Cyanwasserstoffsäure (Blausäure). Darstellung. . . 111
Eigenschaften der wasserfreien und wässerigen. 112
Schwefelcyanwasserstoffsäure (Rhodanwasserstoffsäure, Schwefelblausäure). 113
Schwefelwasserstoff. Vorkommen. Eigenschaften. 113. 114
Schwefelwasserstoffwasser. — Selenwasserstoff. . . . 115

METALLE.

Unterscheidungsmerkmale zwischen Metallen und Metalloïden. 117. 118
Oxyde der Metalle. Hydrate. — Salze. Reduction der Oxyde. 119. 120
Schwefelmetalle. Darstellung, Eigenschaften, Reduction derselben. 121. 122
Phosphormetalle. Kohlenmetalle. Legirungen. Amalgame. 123. 124
Vorkommen der Metalle. Gewinnung derselben. 125
Die Salze. Eintheilung in Amphid- und Haloïdsalze. 126. 127
Die Sauerstoffsalze. Mehrbasige Säuren. 128
Sauerstoffdoppelsalze. Bezeichnung der Salze. 129
Schwefelsalze. 130
Bezeichnung derselben. Selen- und Tellursalze. Haloïdsalze. 131. 132
Haloïddoppelsalze. Benennung der Haloïdsalze. — Allgemeine Eigenschaften der Salze. 133. 134
Verwittern, Verknistern, Zerfliefsen der Salze. . . . 134. 135

Seite

Löslichkeit, Zusammensetzung, Zerlegung der Salze. 136. 137
Eintheilung der Metalle. Metalle der Alkalien. 138
Allgemeine Eigenschaften der Alkalien. 139
1. Kalium. Vorkommen. Darstellung aus kohlensaurem Kali, aus Kali durch galvanischen Strom, durch Eisen. Eigenschaften. 140
. 141
Kali. Kalihydrat. Lauge. Aetzstein. Seifensiederlauge. Verseifung. Schmierseifen. Salze des Kaliums. 142. 143
Salpetersaures Kali, Salpeter. Entstehung desselben. 144. 145
Gewinnung. Rohsalpeter. Raffinirter S. Eigenschaften. . 146
Krystallform. Verknistern der Salpeterkrystalle. . . . 147
Schmelzpunkt. Zersetzbarkeit. Verpuffen. Schnellflufs. 148
Löslichkeit des Salpeters. Kohlensaures Kali, Pottasche. 149
Reines kohlensaures Kali. Sal tartari. Mildes Alkali. Saures kohlensaures Kali. Alkalimetrie. . . . 150. 151
Chlorsaures Kali. Darstellung und Eigenschaften. . 152. 153
Anwendung desselben. Schwefelsaures Kali. 154
Saures schwefelsaures Kali. Kieselsaures Kali. 155
Wasserglas. Anwendung desselben. 156
Saures weinsaures Kali, Weinstein, Cremor tartari. Neutrales weinsaures Kali. Zweifach-oxalsaures Kali, Sauerkleesalz. 157
Chlorkalium. Cyankalium. Anwendung desselben. Schwefelcyankalium. Einfach-Schwefelkalium. . . . 158. 159
Pyrophor daraus. Höhere Schwefelstufen des Kaliums. Fünffach-Schwefelkalium. 160
Schwefelsalze des Kaliums. Kaliumsulphhydrat. . . . 161
2. Natrium. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. . 161
Natron. Natronhydrat. Aetznatron. Salze des Natriums. 162
Salpetersaures Natron, Chilisalpeter. Schwefelsaures Natron, Glaubersalz. 163
Darstellung desselben. 164
Eigenschaften. Saures schwefelsaures Natron. Schwefligsaures Natron. Kohlensaures Natron. 165
Vorkommen, Gewinnung der Soda. Darstellung künstlicher Soda. 166
Mauersalpeter. Eigenschaften des kohlensauren Natrons. Anderthalb-, Zweifach-kohlensaures Natron. . . . 167
Alkalimetrische Bestimmung der Soda. 168
Zweifach-borsaures Natron, Borax. Phosphorsaures Natron. 169
Kieselsaures Natron. Chlornatrium. Steinsalz, Kochsalz. 170
Gewinnung aus Soolen. Dornenstein. Pfannenstein. Düngesalz. 171

Seite

Gewinnung des Kochsalzes aus Meerwasser. Eigenschaften des Chlornatriums. 172
Jodnatrium. Einfach-Schwefelnatrium. 173
3. Lithium. Vorkommen. Eigenschaften. Lithionhydrat. . 173
Lithionsalze. 174
4. Ammonium (?). Das Radical der Ammoniaksalze. Darstellung des Ammoniums. 174
Ammoniak und wasserfreie Säuren. Die wässerige Lösung des Ammoniaks. 175
Kohlensaures Ammoniak. Darstellung aus thierischen Substanzen, ... 176
aus Salmiak. Anderthalb-, neutrales, saures kohlensaures Ammoniak. 177
Schwefelsaures, salpetersaures, chlorsaures Ammon., phosphorsaures Natron-Ammoniak. 178
Cyansaures Ammoniak. Harnstoff. Chlorwasserstoff-Ammoniak, Salmiak. 179
Schwefelverbindungen des Ammoniaks. Einfach-, Fünffach-Schwefelammonium. 180
Ammoniumsulphhydrat, Schwefelwasserstoff-Ammoniak. . 181

Metalle der alkalischen Erden.

5. Barium. Vorkommen. Darstellung. 181
Eigenschaften. Baryterde. Bariumsuperoxyd. Salze des Bariums. 182
Schwefelsaure Baryterde, Schwerspath. Salpetersaure, kohlensaure Baryterde. 183
Chlorbarium. Schwefelbarium. 184
6. Strontium. Strontianerde. Salze des Strontiums. . . . 184
Schwefelsaure, kohlensaure, salpetersaure Strontianerde. Chlorstrontium. 185
7. Calcium. Kalkerde, gebrannter Kalk. 185
Kalkhydrat. Löschen. Zerfallen. Kalkmilch. Brennen des Kalks. 186
Der Kalkofen. Todtgebrannter Kalk. 187
Der Mörtel. Luftmörtel. Erhärtung desselb. Mauerfrafs. 188. 189
Einsumpfen. Hydraulischer Mörtel, Bestandtheile. . . . 190
Eigenschaften. Natürlicher Wassermörtel. Römisch. Cement. 191
Künstlicher hydraulischer Kalk. Cemente. Trafs. Puzzuolane. Anwendung des Thons als Cement. 192
Aschen als Cement. Chemischer Vorgang bei Bildung des hydraulischen Mörtels. 193
Erfordernisse bei Anfertigung des hydraulischen Mörtels. Bausteine aus hydraulischem Mörtel. 194

Seite

Salze des Calciums. Kohlensaure Kalkerde, Kalkstein. . 195
Schwefelsaure Kalkerde, Gyps. 196
Salpetersaure Kalkerde, Kehrsalpeter. Unterchlorigsaure Kalkerde. 197
Darstellung und Anwendung des Chlorkalks. 198
Chlorometrie. Phosphorsaure, oxalsaure, kieselsaure Kalkerde. Chlorcalcium. 199
Fluorcalcium, Flufsspath. Schwefelcalc., Canton's Phosphor. 200
8. Magnesium. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. Magnesia. 200
Salze des Magnesiums. Salpetersaure, schwefelsaure, kohlensaure Magnesia. 201
Bitterspath, Dolomit. Phosphorsaure, kieselsaure Magnesia. Chlormagnesium. 202
Brommagnesium. Schwefelmagnesium. 203

Metalle der eigentlichen Erden.

9. Aluminium. Vorkommen. Darstellung. 203
Eigenschaften des Aluminiums. Thonerde. Thonerdehydrat. 204
Eigenschaften der Thonerde. Schwefels. Thonerde. Alaun. 205
Darstellung des Alauns und Eigenschaften. 206. 207
Natron-, Ammoniak-Alaun. Essigsaure, kiesels. Thonerde. 208
Feldspath. Albit. Thon. Lehm. Mergel. 210
Eigenschaften des Thons. Ultramarin. 210
10. Beryllium. Beryllerde. 11. Zirconium. Zirconerde.
12. Norium. Norerde. 13. Thorium. Thorerde. 14. Yttrium.
15. Erbium. 16. Terbium. 211
Glas- und Thonwaaren. Zusammensetzung des Glases. . . 212
Der Glassatz. Crownglas. Spiegelglas. Bleiglas, Krystallglas. Flintglas. Strafs. 213. 214
Ordinäres Glas. Der Glasofen. 215. 216
Verarbeitung des Glases. Eigenschaften desselben. 217. 218
Gefärbtes Glas. Bemaltes Glas. Email. Beinglas. 219. 220
Die Thonwaaren. Unterschied zwischen Porzellan, Steingut, Fayence und Töpfergeschirr. 221
Darstellung des Porzellans. 222. 223
Bemaltes Porzellan. Gesundheitsgeschirr. Steingut. . . 224
Wedgewood-Geschirre. Fayenze. Majolika. 225. 226
Töpfergeschirre. Alkarazzas. Backsteine und Ziegeln. 227. 228
17. Cer. 18. Lanthan. 19. Didym. 229

Die schweren Metalle.

20. Mangan. Manganoxydul. 230
Manganoxyd. Manganoxydoxydul. Mangansuperoxyd, Braunstein. 231

Seite

Die Braunsteinprobe. 232
Mangansäure. Uebermangansäure. 233
Die Salze des Mangans. Schwefelsaures, kohlensaures, kieselsaures Manganoxydul. Manganchlorür. . . . 234
Manganchlorid. Schwefelmangan. Hauerit. Legirungen des Mangans. 235
21. Eisen. Vorkommen. Darstellung reinen Eisens. . . . 235
Eisenerze: Magneteisenstein, Eisenglanz, Roth-, Braun- und Gelbeisenstein. 236
Thon-, Spatheisenstein, Bohnerz, Raseneisenstein. Aufbereiten der Erze. 237
Zuschläge. Der Hohofen. 238. 239
Chemischer Vorgang bei Reduction der Eisenerze. . . 240
Richtiges Verhältnifs der Zuschläge. Heifse Gebläseluft. 241
Graues Roheisen. Eigenschaften desselben. 242
Weifses Roheisen. Eigenschaften desselben. 243
Härten des grauen Roheisens. Halbirtes Roheisen. . . 244
Umschmelzen des Roheisens. 245
Mögliche Veränderungen dabei. 246
Das Stabeisen. Eigenschaften. 247
Darstellung desselben. Der Frischheerd. 248
Beschreibung des Frischprocesses, des Puddlingsverfahrens. 249
Der Puddleofen. 250
Das Quetschwerk. Feinen und Entphosphorn des Roheisens. 251
Verarbeitung des Stabeisens. Das Walzwerk. 252
Der Dampfhammer. 253
Die Fabrikation von Blechen, von Draht. 254
Der Drahtzug. Der Stahl. 255
Darstellung des Rohstahls, deutschen Stahls. 256
Darstellung des Cementstahls, Brennstahls. 257
Raffiniren des Stahls. Edelstahl. Gerbstahl. Gufsstahl. 258
Silberstahl. Wootz. Eigenschaften des Stahls. . . 259. 260
Damast. Verbrannter Stahl. Verstählen. 261
Eigenschaften des reinen Eisens. Eisenoxydul. . . 262. 263
Eisenoxyd. Hydrat desselben. Der Rost. 264
Eisenoxydoxydul. Eisensäure. 265
Salze des Eisens. Schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol. 266
Kohlensaures, salpetersaures, oxalsaures Eisenoxydul. Schwefelsaures Eisenoxyd. 267. 268
Phosphorsaures Eisenoxyd. Eisenchlorür. Eisencyanür. Kaliumeisencyanür. 269
Darstellung und Eigenschaften des Blutlaugensalzes. . . 270

Seite

Berlinerblau. Andere Doppelcyanüre des Eisens. Eisenchlorid. Eisencyanid. 271
Kaliumeisencyanid. Einfach-, Anderthalb-Schwefeleisen. 272
Zweifach-Schwefeleisen, Schwefelkies, Magnetkies. . . 273
Phosphoreisen. Kohleneisen. Kieseleisen. Legirungen des Eisens. 274
Verzinntes, verzinktes Eisen. 275
22. Kobalt. Kobaltoxydul. 275
Kobaltoxyd. Kobaltoxydoxydul. Salze des Kobalts. . . 276
Salpetersaures, phosphorsaures, arsensaures Kobaltoxydul. Kobaltchlorür. Schwefelkobalt. Arsenikkobalt. Anwendung der Kobaltverbindungen. 277
Safflor. Smalte. Eschel. Königsblau. Kobaltspeise. Kobaltultramarin. Grüner Zinnober. 278
23. Nickel. Darstellung. Eigenschaften. 279
Nickeloxydul. Nickeloxyd. Schwefelsaures, oxalsaures N.oxydul. Nickelchlorür. Schwefelnickel. Arseniknickel. 280
Legirungen des Nickels. Neusilber, Argentan. 281
24. Zink. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. . 281. 282
Zinkoxyd. Salze. Schwefelsaures, kohlensaures Zinkoxyd. 283
Kieselsaures Zinkoxyd. Chlorzink. Schwefelzink. Anwendung des Zinks. 284
25. Cadmium. Cadmiumoxyd. Salze des Cadmiums. . . . 285
26. Zinn. Vorkommen. Darstellung. 286
Raffiniren desselben. Blockzinn. 287
Kornzinn. Eigenschaften des Zinns. 288
Zinnoxydul. Zinnoxyd, Zinnsäure. Metazinnsäure. Salze. 289. 290
Zinnchlorür. Zinnchlorid. Einfach-Schwefelzinn. . . . 291
Anderthalb-, Zweifach-Schwefelzinn, Musivgold. Legirungen des Zinns. 292
Unächtes Blattsilber. Verzinnen. Stanniol. 293
27. Kupfer. Vorkommen. 293
Darstellung. 294—297
Japanisches Kupfer. Cementkupfer. Entsilbern des Rohkupfers. Physikalische Eigenschaften des Kupfers. 298. 299
Chemische Eigenschaften des Kupfers. Kupferoxydul. . 300
Kupferoxyd. Die Salze des Kupfers. 301
Schwefelsaures Kupferoxyd. Gemischter Vitriol. Blauer Feuersatz. 302
Salpetersaures, kohlensaures, essigsaures Kupferoxyd. . 303
Blauer, grüner Grünspan. Arsenigsaures Kupferoxyd. Scheel'sches, Schweinfurter Grün. Kupferchlorür. Kupferchlorid. 304

Seite
Schwefelkupfer. Kupferglanz. Kupferindig. Phosphorkupfer. 305
Legirungen des Kupfers. Messing. 306
Tomback. Unächtes Blattgold. Semilor. Zinkhaltige Bronze. Eigentliche Bronze. 307
Glockenmetall. Spiegelmetall. Harte Bronze. 308
28. Blei. Vorkommen. Gewinnung. 308
Der Schachtofen zum Einschmelzen der Bleierze. . . . 309
Entsilbern des Blei's. 310
Der Treibheerd. Hartblei. Abstrich. Glättefrischen. . 311
Kaufblei. Eigenschaften des Blei's. Bleisuboxyd. . . . 312
Bleioxyd, Glätte, Massikot. Bleisuperoxyd. Bleisaure Salze. 313
Mennige. Die Salze des Blei's. Salpetersaures Bleioxyd. 314
Schwefelsaures, essigsaures Bleioxyd. Bleizucker. Aceton. Bleiessig. 315
Kohlensaures Bleioxyd, Bleiweifs. Darstellung. . . 316. 317
Eigenschaften, Prüfung des Bleiweifses. 318
Phosphorsaur. Bleioxyd. Chlorblei. Schwefelblei, Bleiglanz. 319
Selenblei. Bleilegirungen. Anwendung des Blei's. Schrotfabrikation. 320
Darstellung des Schrots. Sortiren. Poliren. . . . 321. 322
29. Silber. Vorkommen. 322
Gewinnung durch Kochsalzlösung, durch Amalgamation. . 323
Raffiniren, Feinschmelzen, Gutbrennen des Silbers. . . 324
Eigenschaften des Silbers. Silberoxyd. Knallsilber. . . 324
Die Silbersalze. Salpetersaures Silberoxyd, Höllenstein. Schwefelsaures, knallsaures Silberoxyd, Brugnatelli's Knallsilber. 326
Zweifach-knallsaures Silberoxyd. Silberchlorür. Silberchlorid. 327
Hornsilber. Silbercyanid. Schwefelsilber. Legirungen des Silbers. 328
Münzsilber. Silberproben. 329
Versilbern. 330
30. Gold. Vorkommen. Gewinnung. 330
Waschgold. Eigenschaften. Goldoxydul. 331
Goldoxyd, Goldsäure. Knallgold. Goldchlorür. Goldcyanür. 332
Goldchlorid. Goldpurpur. Schwefelgold. Goldlegirungen. 333
Das Münzgold. Scheidung des Goldes. 334
31. Platin. Vorkommen. 334
Darstellung. Platinschwamm. Platinmohr. Verarbeiten des Platinschwamms. 335
Platin als Contactsubstanz. Platinoxydul. Platinoxyd. . 336
Die Platinsalze. Knallplatin. Platinchlorür. Platinchlorid. 337

Seite

Schwefelplatin. Kieselplatin. Legirungen des Platins. . 338
32. Palladium. Eigenschaften. 338
33. Rhodium. 34. Ruthenium. 35. Iridium. 339
36. Osmium. 37. Chrom. Chromoxyd. 340
Chromsäure. Salze des Chroms. 341
Schwefelsaures Chromoxyd. Chromalaune. Chromeisenstein. Chromsaures Kali. 342
Chromsaures Bleioxyd, Chromgelb, Chromroth. Chromchlorür. Chromchlorid. 343
Chromsuperchlorid. Schwefelchrom. 344
38. Quecksilber. Vorkommen. Darstellung. 344
Eigenschaften. 345
Quecksilberoxydul. Quecksilberoxyd. Quecksilberoxydamid. Salze des Quecksilbers. 346
Salpetersaures, essigsaures, oxalsaures Quecksilberoxydul. Salpetersaures, schwefelsaures Quecksilberoxyd. . . . 347
Knallsaures Quecksilberoxyd, Knallquecksilber. 348
Doppelsalze des knallsauren Quecksilberoxyds und anderer knallsauren Salze. Ansichten über die Zusammensetzung der knallsauren Salze. 349
Quecksilberchlorür, Calomel. Quecksilberjodür. Quecksilbercyanür. Quecksilberchlorid, Sublimat. . . . 350
Quecksilberchloridamid. Quecksilberchloridstickstoff. Quecksilberjodid. Quecksilbercyanid. 351
Schwefelquecksilber. Zinnober. 352
Quecksilberstickstoff. Amalgame. 353
Anwendung des Quecksilbers und seiner Verbindungen. . 354
39. Wismuth. Vorkommen. Darstellung. Eigenschaften. . 355
Wismuthoxyd. Salze des Wismuthoxyds. Salpetersaures Wismuthoxyd. Wismuthchlorid. Wismuthsäure. . . 356
Schwefelwismuth. Anwendung, Legirungen des Wismuths. 357
40. Antimon, Spiefsglanz. Vorkommen. Darstellung. Eigensch. 358
Antimonoxyd. Antimonsäure. 359
Salze des Antimons. Antimonoxydsalze. Antimonsaure Salze. 360
Weinsaures Kali-Antimonoxyd, Brechweinstein. Antimonsaures Kali. 361
Antimonsaures Natron. Antimonsaures Antimonoxyd, Antimon. diaphoret. 362
Antimonchlorid, Spiefsglanzbutter. Antimonsuperchlorid. Antimonsulphür. 363
Grauspiefsglanzerz, Antimonium crudum. Kermes. . . . 364
Spiefsglanzglas. Anwendung des Grauspiefsglanzerzes. Antimonsulphid, Goldschwefel. Antimonwasserstoff. . 365

*

Seite.

Antimonlegirungen. Pewter. Britannia Metal. Wiener Metall. 366

41. Arsenik. Vorkommen. Scherbenkobalt. 366

Gewinnung. Eigenschaften. Arsenige Säure. 367

Darstellung und Eigenschaften der arsenigen Säure. . . . 368

Arseniksäure. Salze des Arseniks. 369

Arsenigsaure, arsensaure Salze. Arsensaures Natron. . . 370

Arsensuperchlorür. Schwefelarsen. Realgar. Rothes Arsenikglas. Arsensulphür. 371

Gelbes Arsenikglas. Arsensulphid. Arsensupersulphid. Arsenwasserstoff. 372

Marsh's Verfahren. Legirungen des Arsens. Weifskupfer. 373

42. Uran. Oxydul. Oxyd. 374

Uranoxydoxydul. 375

43. Tellur. 44. Wolfram. 375

45. Molybdän. 46. Vanadin. 376

47. Tantal. 48. Niobium. 49. Pelopium. 50. Titan. . 377

Atomgewichtstafeln der einfachen Körper, ihrer Oxydationsstufen und Schwefelverbindungen. 379—387

Tabelle über den Gehalt der wasserhaltigen Salpetersäure an wasserfreier Säure. 388

Tabelle über den Gehalt der wasserhaltigen Schwefelsäure an wasserfreier Säure und Schwefelsäurehydrat. 389

Tabelle über den Gehalt der wasserhaltigen Salzsäure an Chlor und Chlorwasserstoff. 390

Tabelle über den Gehalt wässeriger Kali- und Natronlösungen an wasserfreiem Kali und Natron. 391

Tabelle über die im wässerigen Alkohol enthaltenen Volum- und Gewichtsprocente an wasserfreiem Alkohol. 391

Tabelle über die Reduction der Beaumé'schen Aräometergrade auf spec. Gewicht. 392

Die Zahlen bei Temperaturangaben sind die der Celsius'schen Thermometerscala, falls es nicht ausdrücklich anders angegeben ist.

Erste Abtheilung.

§. 1. Alle wägbaren Körper, von denen wir uns eine hinlängliche Kenntnifs haben verschaffen können, sind den bisherigen Erfahrungen zufolge auf eine gewisse Anzahl einfacher Stoffe (Grundstoffe, Elemente) zurückzuführen, d. h. solcher, die mit Hülfe der uns bis jetzt zu Gebote stehenden Mittel nicht weiter zerlegt werden konnten. Diese einfachen Körper in Bezug auf ihre Eigenschaften, auf ihre Verbindung unter einander zu neuen Körpern, ferner die Eigenschaften dieser neuen Körper, die Kräfte, welche die Verbindungen hervorbringen und die Gesetze, nach welchen dieselben statt finden, kennen zu lehren, ist Aufgabe der Chemie *). Aufgabe der Chemie.

Die Chemie hat, in gleicher Weise wie die Physik, zum Gegenstand ihrer Forschung eine Reihe von Naturerscheinungen, bei denen mit den Körpern Veränderungen vorgehen, deren Ursache und Gesetzmäfsigkeit ihnen zu erklären obliegt. Während aber die Physik es hauptsächlich mit den Veränderungen der Körper in Bezug auf Bewegung, d. h. auf die wechselnde Lage eines Körpers gegen einen andern oder Verhältniss der Chemie zu andern Naturwissenschaften.

*) Der Name Chemie (Griech. χημέια, Lat. Chymia oder Chemia) ist aus dem Griechischen entweder von χέω (ich giefse, schmelze) oder von χυμός (Saft) hergeleitet worden. Wahrscheinlicher ist die Ableitung von „Chmi" d. h. schwarzes Land (so wurde Aegypten genannt), also ägyptische Kunst.

seiner eignen Theile unter sich, also mit der Formveränderung, zu thun hat, beschäftigt sich die Chemie vorzüglich mit der Stoffveränderung, d. h. mit der Veränderung der auf einander wirkenden Körper in Bezug auf ihre Substanz, in so fern aus mehren in Wechselwirkung befindlichen ungleichartigen Körpern ein neuer gleichartiger hervorgeht, oder ein gleichartiger in mehre ungleichartige zerfällt. Bei weiterer Zergliederung sind jedoch auch jene scheinbaren Stoffveränderungen auf Bewegung zurückzuführen. Während die Physik hauptsächlich die Erscheinungen der Elektricität, des Magnetismus, des Lichts und der Wärme behandelt, entlehnt aus diesem Gebiet die Chemie nur manche Sätze zur Erklärung rein chemischer Erscheinungen und hat zum Hauptgegenstand ihrer Forschung die Wirkungen und Gesetze der einen ihr Gebiet besonders characterisirenden Kraft, der chemischen Verwandtschaftskraft (Affinität, Vereinigungskraft). Während die Producte, welche aus einer Trennung, Zerlegung eines Körpers im physikalischen Sinne hervorgehen, stets gleichartig mit dem zertheilten Körper sind, ist es dagegen das Wesen einer chemischen Theilung (Zersetzung), daſs die Producte derselben mit dem der Zerlegung unterworfenen Stoffe ungleichartig sind.

Obwohl im Groſsen und Ganzen die Disciplinen der Chemie und Physik wohlgeschiedene Gebiete zu bearbeiten haben, so reichen sie sich doch in sehr vielen Punkten die Hand und es kann z. B. die Chemie so wenig der wichtigen physikalischen Lehren von der Wirkung der Wärme und des elektrischen Stromes entrathen, als die Physik der Kenntnisse von den chemischen Eigenschaften der Körper. In so fern die Chemie auch die Naturproducte in das Bereich ihrer Forschung zieht, welche im Mineralreich, in Thieren und Pflanzen sich bilden (organische Stoffe) und Umwandlungen erleiden, bedarf sie auch gewisser Kenntnisse aus der Zoologie, Botanik undder Mineralogie.

Einfache Körper.

§. 2. Die einfachen Körper, unter denen sich von allen drei Aggregatzuständen: feste, flüssige und gasförmige

befinden, belaufen sich einschliefslich einiger noch nicht isolirt dargestellter, mit einem * bezeichneter auf 62. Man theilt sie gewöhnlich in zwei grofse Abtheilungen: Metalle und Metalloïde (nicht metallische Stoffe) und zählt zu den letztern folgende 13:

Metalloïde.

Sauerstoff.	Selen.	Brom.	Kohlenstoff.
Wasserstoff.	Phosphor.	Jod.	Bor.
Stickstoff.	Chlor.	*Fluor.	Kiesel.
Schwefel.			

zu den erstern folgende 49:

Metalle.

Kalium.	*Norium.	Titan.	Palladium.
Natrium.	Thorium.	Zinn.	Ruthenium.
Lithium.	Cer.	Kupfer.	Molybdän.
Barium.	Lanthan.	Blei.	Wolfram.
Strontium.	*Didym.	Wismuth.	Tantal.
Calcium.	Mangan.	Tellur.	Niobium.
Magnesium.	Eisen.	Silber.	Pelopium.
Aluminium.	Uran.	Gold.	Vanadium.
Beryllium.	Nickel.	Platin.	Chrom.
Yttrium.	Kobalt.	Iridium.	Quecksilber.
*Erbium.	Zink.	Osmium.	Antimon.
*Terbium.	Cadmium.	Rhodium.	Arsenik.
Zirconium.			

Verbindungen der einfachen Körper.

§. 3. Jeder der einfachen Körper ist im Stande, sich mit vielen oder nur mit einigen der übrigen zu verbinden unter gewissen Umständen, welche willkührlich hervorzurufen häufig in unsrer Gewalt steht. Für gewisse Verbindungen jedoch, namentlich für die, welche im thierischen oder Pflanzen-Körper sich bilden, eine einzige (Harnstoff) ausgenommen, ist es bis jetzt noch nicht gelungen, die zu ihrer Bildung nothwendigen Umstände herbeizuführen.

Chemische Verwandtschaftskraft.

Die Ursache, dafs die einfachen Körper sich unter einander verbinden können, dafs aber einige mit dem vorherrschenden Bestreben, sich mit den meisten andern chemisch zu verbinden, begabt sind, sucht man in einer den Körpern inwohnenden Kraft, der chemischen Verwandtschaftskraft,

und von Körpern, zwischen denen diese Kraft besonders stark sich äufsert, sagen wir, sie seien stark verwandt. Das Bestreben, mit einem andern sich zu verbinden, ist nicht bei jedem einfachen Körper gleich grofs, und während bei einer gewissen Gruppe (den Metallen der Alkalien) das energischste Vereinigungsbestreben zu einer andern Gruppe (der Salzbilder und des Sauerstoffs) hervortritt, zeigen die Körper beider Gruppen unter einander gar keine oder nur geringe Verwandtschaft. Aber selbst bei denjenigen Substanzen, die ein grofses Vereinigungsbestreben besitzen, findet oft, wenn sie mit einander in Berührung kommen, die Vereinigung nicht sogleich statt, es bedarf noch anderer Umstände, um die gleichsam schlummernde Verwandschaftskraft zu erwecken, und dazu gehören bald Wärme, bald Licht, bald Kälte, bald Elektricität, bald das Vorhandensein mancher Körper, die bei der vor sich gehenden Verbindung, welche sie vermitteln sollen, durchaus keine chemische Veränderung erleiden, deren Anwesenheit aber durchaus nothwendig ist zur Bewirkung jener Verbindung; wir nennen diese Körper defshalb Contactsubstanzen. (Beisp. für Wärme: Verbindung des Quecksilbers mit Sauerstoff bei etwa 400°; für Kälte: Verbindung von Chlornatrium mit Wasser; für Contactsubst.: Wasserstoff mit Sauerstoff durch Platin). Bei allen Körpern aber, zwischen denen eine chemische Verbindung statt finden soll, ist die nothwendige Bedingung, dafs sie in die innigste Berührung mit einander kommen, denn die Aeufserung der chemischen Verwandtschaftskraft findet nur auf die kleinsten Entfernungen statt. Der flüssige oder gasige ist der günstigste Aggregatzustand für diese Bedingung, daher das alte Princip: corpora non agunt nisi fluida.

Bedingungen für das Thätigwerden der chem. Verwandtsch.

Dieselben Ursachen, welche nöthig sind zur Bewerkstelligung einer Verbindung, sind oft im Stande, chemische Verbindungen aufzuheben. (Beisp.: Quecksilberoxyd durch Hitze zerlegt).

Modification der Verwandtschaftskraft.

§. 4. Die Aeufserung der Verwandtschaftskraft ist mannigfachen Modificationen unterworfen und man hat daher für

die einzelnen Fälle besondere Bezeichnungen gewählt. Im Allgemeinen gilt das Gesetz, dafs ein mit stärkerer Verwandtschaftskraft begabter Körper einen mit schwächerer aus dessen chemischer Verbindung ausscheidet und an dessen Stelle tritt (Substitution, Beisp.: schwefelsaures Kupferoxyd und Kali). Abweichungen hiervon finden aber sehr häufig statt je nach der Quantität des einen oder des andern in chemische Wirksamkeit tretenden Stoffes (Modific. durch Masse), je nach dem Aggregatzustande, in so fern sich zwei oder mehre der mit einander in Berührung gebrachten Substanzen vereinigt als fester unlöslicher Körper ausscheiden (Modific. durch Cohäsion). Die Erscheinung, dafs durch einen Körper mit stärkerer Verwandtschaft ein mit schwächerer aus seiner chemischen Verbindung ausgeschieden wird, hat man mit dem Namen Wahlverwandtschaft bezeichnet, gleich als ob die Substitution des stärkern und die Ausscheidung des schwächern, also die Entstehung einer neuen Verbindung, durch freie Wahl der in Wirksamkeit tretenden Bestandtheile entstanden wäre. Der Fall, dafs von einer Verbindung, die aus zwei Körpern (a + b) besteht, der eine Bestandtheil a sich mit einem neu hinzugefügten Stoff c verbindet, während der andere Bestandtheil b frei wird, heifst einfache Wahlverwandtschaft (Beisp. Chlorbarium und Schwefelsäure). Wird dagegen mit a + b eine andere chemische Verbindung, die aus c + d besteht, in Berührung gebracht und es tauschen diese beiden Verbindungen ihre Bestandtheile aus, so dafs zwei neue Verbindungen a + d und b + c entstehen, so ist diese Erscheinung die der doppelten Wahlverwandtschaft (Beispiel: chromsaures Kali und essigsaures Bleioxyd). Hat eine Substanz a Verwandtschaft zu c, welches mit d zu c + d vereinigt ist, und bedarf es, damit a sich mit c verbinden könne, noch der Anwesenheit eines dritten Körpers, b, durch welchen die Scheidung des c von d erst vor sich geht, weil er Verwandtschaft zu der neu zu bildenden Verbindung a + c besitzt, so ist dies eine

Wahlverwandtschaft,

einfache,

doppelte,

prädisponirende.

Erscheinung der prädisponirenden Verwandtschaft (Beisp.: Zink, Schwefelsäure und Wasser).

Verbindungen §. 5. Für die Verbindung der Körper unter einander lassen sich folgende allgemeine Regeln angeben:

erster, 1) es verbindet sich gewöhnlich nur ein Grundstoff mit einem andern, und die daraus hervorgegangene Substanz ist eine Verbindung erster Ordnung (Beisp.: Chlor mit Natrium, Schwefel mit Sauerstoff). Der Fall, daſs ein einfacher Körper sich mit einem zusammengesetzten verbindet, kommt selten vor.

zweiter, 2) die Verbindungen erster Ordnung verbinden sich unter einander zu neuen Körpern, Verbindungen zweiter Ordnung (Beisp.: Kali mit Schwefelsäure).

dritter, 3) die Verbindungen zweiter Ordnung verbinden sich unter einander oder mit Verbindungen erster Ordnung und diese neuen Verbindungen sind Verbindungen dritter Ordnung (Beisp.: schwefelsaures Kali mit schwefelsaurer Thonerde; schwefelsaure Kalkerde mit Wasser).

vierter Ordnung. 4) die Verbindungen dritter Ordnung endlich können sich noch mit Wasser zu Verbindungen vierter Ordnung verbinden, zusammengesetztere Verbindungen kennen wir nicht (Beisp.: Alaun).

Bei Verbindungen, die aus mehr als 2 Elementen bestehen, lassen sich nähere und entferntere Bestandtheile unterscheiden, der Zinkvitriol besteht aus Schwefelsäure und Zinkoxyd (nähere) und aus Schwefel, Sauerstoff und Zink (entferntere Bestandtheile).

Licht- und Wärme-entwickelung bei chem. Verbindung. Der Act jeder chemischen Verbindung ist von Wärme-, nicht selten auch von Lichtentwickelung begleitet. Je nach der Stärke der Verwandtschaft, welche zwischen den zu verbindenden Körpern obwaltet, ist die Wärme gröſser oder geringer und die Gröſse derselben ist ein Maaſsstab für die Verwandtschaft (Beisp.: Kalium und Sauerstoff; Schwefelsäure und Wasser; Kupfer und Schwefel.

Gesetz der chem. Ver- §. 6. Sobald zwei Elemente sich mit einander zu einem neuen Körper vereinigen, sind dieselben in der

neuen Verbindung in einem bestimmten numerischen Verhältnisse enthalten und es ist eben der *Character einer chemischen Verbindung*, dafs sie stets in demselben Zahlenverhältnisse ihre einzelnen Bestandtheile enthält. Wo reines Kochsalz sich findet, da besteht es stets aus Chlor und Natrium in dem Verhältnifs von 443,3 Chlor zu 289,73 Natrium, reines Wasser besteht stets aus Sauerstoff und Wasserstoff in dem Verhältnifs von 100 Th. Sauerstoff zu 12,5 Th. Wasserstoff. Dieses Gesetz gilt nicht nur für die Verbindungen erster Ordnung, sondern auch für die zusammengesetzteren (Beisp.: der Salpeter). Durch häufige und genaue Zerlegungen (Analysen) chemischer Verbindungen hat sich gezeigt, dafs, wo ein Körper einen andern aus einer chemischen Verbindung ausscheidet und sich an dessen Stelle setzt (substituirt), dieses stets in einem bestimmten Verhältnifs statt findet. Es verbinden sich stets 100 Gewichtstheile Sauerstoff mit 12,5 Th. Wasserstoff zu Wasser, mit 396 Th. Kupfer zu Kupferoxyd; wird nun eine dieser Verbindungen z. B. das Wasser durch einen andern Körper, z. B. durch Kupfer, zerlegt, so substituiren sich an die Stelle der 12,5 Th. Wasserstoff 396 Th. Kupfer, die sich mit 100 Th. Sauerstoff verbinden; auf gleiche Weise treten, wenn die Zerlegung durch Schwefel geschähe, 200 Th. Schwefel an die Stelle des Sauerstoffs. Dieselbe Menge (200 Th.) Schwefel oder (396 Th.) Kupfer verbinden sich aber auch unter einander und dies geschieht in eben demselben Gewichtsverhältnifs, 200 : 396, in welchem sie sich mit dem Sauerstoff verbinden. Dasselbe Gesetz gilt für die Verbindung aller derjenigen Körper, die sich unter einander verbinden können. Es ergiebt sich hieraus für die chemischen Verbindungen der Körper unter einander das Gesetz: *das Verhältnifs, in welchem sich bestimmte Gewichtsmengen zweier Körper mit einer constanten Gewichtsmenge eines dritten verbinden, ist dasselbe, in welchem sie sich mit der bestimmten Gewichtsmenge eines vierten, fünf-*

bindungen. Aequivalente.

Gesetz der chemischen Proportionen.

ten u. s. w. und unter einander verbinden. Beispiel: Es verbinden sich

12,5 Wasserst. 443,3 Chlor 396 Kupfer	mit 100 Sauerstoff, aber auch mit 200 Schwefel

und eben so verbinden sich

12,5 Wasserst. 396 Kupfer 200 Schwefel	mit 443,4 Chlor.

Wenn man die Untersuchung in ähnlicher Weise auf alle übrigen Körper ausdehnt, so findet man für jeden derselben eine gewisse Zahl und diese giebt das Gewichtsverhältnifs an, in welchem er sich mit dem angegebenen Gewichte der oben angeführten Körper verbindet oder einen derselben in einer Verbindung zu vertreten im Stande ist, also chemisch gleichwerthig (aequivalens) mit ihm genannt werden kann. Man hat defshalb diese Zahlen, welche die Gewichtsverhältnisse ausdrücken, in denen die Körper sich mit einander verbinden oder in einer Verbindung einander ersetzen können, die Aequivalente (minder gut Mischungsgewichte) genannt.

Einheit und Ausgangspunkt ist der Sauerstoff.

§. 7. Da die Aequivalente nur relative Zahlen sind, so hat man einen der einfachen Körper als Ausgangspunkt genommen und ihm die Zahl 1 oder 100 gegeben, auf welche sich dann die Zahlen der übrigen einfachen Körper beziehen. Man hat dazu ziemlich allgemein den Sauerstoff gewählt, weil dieser die meisten Verbindungen eingeht. Wenn es nun heifst, das Aequivalent des Wasserstoffs sei 12,5, das des Kupfers 396, so ist dabei zu ergänzen: das des Sauerstoffs = 100 gesetzt. Einige Chemiker haben sich des Wasserstoffs als Einheit bedient, theils weil seine Aequivalentzahl von allen die kleinste ist, also auch die der übrigen dann geringer und leichter zu merken würden, theils weil man annahm, dafs die Aequivalente aller übrigen Stoffe Multipeln in geraden Zahlen von dem des Wasserstoffs seien.

Verbindungen der Körper in mehren Verhältnissen.

§. 8. Alle Körper, selbst wenn sie die stärkste Verwandtschaft zu einander haben, verbinden sich doch nur in ihren Aequivalentzahlen oder deren Multipeln mit einander.

Manche Substanz verbindet sich mit einer andern nur in einem bestimmten Verhältnifs (z. B. 289,7 Natrium mit 443,3 Chlor), andere dagegen gehen mit demselben Stoffe mehre Verbindungen ein, so der Stickstoff mit dem Sauerstoff, aber alle diese Verbindungen sind nicht nach jedem beliebigen Zahlenverhältnifs, sondern stets nach Multipeln der Aequivalente zusammengesetzt. Es verbinden sich z. B. Gewichtsth. 175 (1 Aeq.) Stickst. mit 100 Sauerst. (1 Aeq.) zu Stickstoffoxydul,

- - - - 200 - (2 Aeq.) - Stickstoffoxyd,
- - - - 300 - (3 Aeq.) - salpetriger Säure,
- - - - 500 - (5 Aeq.) - Salpetersäure.

Stöchiometrie.

Die Reihe, in welcher die beiden Stoffe einer binären unorganischen Verbindung mit einander verbunden zu sein pflegen, ist die, dafs 1 Aequiv. des einen sich mit 1, 2, 3, 5 eines andern oder 2 Aequiv. des einen mit 1, 3, 5, 7 eines andern Körpers vereinigen. Seltener sind die Verbindungen von 1 Aequiv. mit 4, und von 3 oder 4 mit 5 eines andern Körpers. Die Lehre von diesen Verbindungsverhältnissen ist die Stöchiometrie (στοιχεῖον das Element, μετρεῖν messen).

Atomtheorie.

§. 9. Resultate aus angestellten Untersuchungen, also Thatsachen waren es, welche zu der Annahme der Aequivalente und dem Gesetz der Verbindungen der Körper innerhalb der Aequivalente führten. Um aber von dieser Erscheinung, namentlich von der Verbindung eines Körpers mit Multipeln der Aequivalente eines andern, eine Erklärung zu geben, sucht man dieselbe als nothwendig begründet in den Eigenschaften der Materie selbst. Geht man nämlich von der Voraussetzung aus, dafs die Materie nicht ins Unendliche theilbar zu denken sei, so gelangt man endlich auf kleinste Theilchen, die man nicht weiter theilbar sich vorstellt und darum Atome nennt *). Nimmt man nun an, dafs jeder einfache Körper aus einem Aggregat solcher Atome besteht, und dafs das Gewicht jedes Atoms in dem einen

*) Von ἀ privativ. und τέμνω schneide, zertheile.

Körper nicht gleich mit dem Gewicht jeden Atoms des andern ist, dafs vielmehr gerade die Zahlen, welche wir das Aequivalentgewicht der einzelnen Körper nennen, der Ausdruck für das Verhältnifs sind, in welchem das Gewicht der Atome des einen Körpers zu dem Gewicht der Atome des andern steht, so ergiebt sich hieraus, dafs man Atomgewicht und Aequivalentgewicht gleichbedeutend gebrauchen kann. Es folgt auch daraus, dafs, wenn Körper sich mit einander verbinden wollen, sie es nur innerhalb der Grenze ihrer Atome thun können, und namentlich, dafs, wenn mehre Theile (Multipeln) des einen Körpers sich mit einem andern vereinigen, diese immer nur Multipeln der Atome jenes Körpers sein können; es vereinigt sich dann 1 Atom des einen mit 1 Atom eines andern oder 2 Atome des einen mit 1 Atom eines andern, aber nie kann sich nach dieser Vorstellung $\frac{1}{2}$ oder $\frac{1}{4}$ Atom mit 1 Atom eines andern Körpers verbinden. Wenn daher der Fall eintritt, dafs sich zwei Körper mit einander in dem Atomenverhältnifs von $1:1\frac{1}{2}$ oder von $1:\frac{1}{3}$ verbinden, so sagt man, es haben sich 2 Atome des einen mit 3 Atomen des andern, oder 3 Atome des einen mit 1 Atom des andern vereinigt. Aus dem Bisherigen folgt, dafs das Gewicht der Verbindung zweier Körper = der Summe ihrer (Aequivalente) Atomgewichte, oder wenn mehr als zwei Körper sich mit einander verbinden, das Gewicht der neuen Verbindung = der Summe der Atomgewichte der einzelnen Bestandtheile sein müsse.

Die bisher entwickelten Gesetze beziehen sich insonderheit auf die festen und flüssigen Körper; die Verhältnisse, welche bei Verbindung von gasförmigen Körpern mit einander eintreten, werden weiter unten (s. §§. 26. 27.) erörtert.

Krystallisation. §. 10. Aus dem flüssigen oder gasförmigen Aggregatzustande kann man die meisten Körper, einfache und zusammengesetzte, in den festen überführen und wenn sie dabei ungestört der ihnen inwohnenden Kraft folgen können, so legen sich die Atome derselben zu regelmäfsigen, von

symmetrischen Flächen begrenzten Gestalten — Krystalle — an einander. Die Form derselben hängt wahrscheinlich wesentlich von der Anordnung der Atome ihrer Bestandtheile ab. Es giebt viele chemische Verbindungen, die mit andern gleiche Krystallform (Isomorphie, ἴσος gleich, μορφή die Gestalt) besitzen, was von einer gleichen Anzahl auf gleiche Weise verbundener Atome hergeleitet wird. Solche Verbindungen sind meist zusammengesetzter, es wird aber alsdann die Eigenschaft, gleiche Krystallform zu besitzen, auch für die einfachen Stoffe, welche in der zusammengesetzten Verbindung den Isomorphismus bedingen, angenommen. Man hat mehre Gruppen isomorpher einfacher Stoffe kennen gelernt, von denen jeder den andern innerhalb der Gruppe befindlichen in gewissen Verbindungen ersetzen kann, ohne dafs die Krystallform der letztern sich ändert. Isomorphie.

Die meisten Körper, welche krystallisiren, thun es in der Regel in derselben Gestalt. Doch giebt es einige Körper, welche in zweierlei Formen krystallisiren, die sich nicht von demselben Krystallsystem ableiten lassen, und diese heifsen dimorph (zweigestaltig δίς-μορφή). Feste Körper, die nicht krystallinische Structur annehmen, heifsen amorph. Dimorphie.

§. 11. Des einfachern Ausdrucks in der Schreibart wegen hat man für jeden der einfachen Körper ein Zeichen gewählt, und zwar gewöhnlich den Anfangsbuchstaben seiner lateinischen Benennung, welchem man in einigen Fällen, wo mehre Körper mit demselben Buchstaben anfangen, noch den nächst folgenden oder einen aus der Mitte des Namens hinzufügt, z. B. O bedeutet Sauerstoff (Oxygenium), C = Kohlenstoff (Carbonium), Cl = Chlor (Chlor), Cr = Chrom (Chromium), Cu = Kupfer (Cuprum), H = Wasserstoff (Hydrogenium), Hg = Quecksilber (Hydrargyrum) u. s. w. Wenn man Verbindungen dieser Körper unter einander bezeichnen will, so setzt man die Zeichen neben einander und bemerkt, wenn von dem einen Körper mehrere Aequivalente in die Verbindung einge- Chemische Zeichen.

gangen sind, mit einer Zahl (als Exponent) die Quantität derselben z. B. CuO = Kupferoxyd, SO^3 = Schwefelsäure (die aus 1 Atom Schwefel und 3 Atomen Sauerstoff besteht). Sind die Verbindungen zusammengesetzter, so pflegt man die einzelnen Glieder derselben, falls man dieselben als besondere kennt, durch + anzuschliefsen z. B. $KO SO^3 + ZnO SO^3$ = schwefelsaures Kali + schwefelsaures Zinkoxyd. Um aber die Bezeichnungen für die Verbindungen des Sauerstoffs und Schwefels, welche so häufig wiederkehren, zu vereinfachen, pflegt man die Anzahl der Aequivalente des Sauerstoffs mit Punkten ($\dot{_}$) und die des Schwefels mit Strichen ($\acute{_}$) über dem Zeichen des Stoffes, mit welchem sich der eine oder andere verbunden hat, zu bezeichnen (z. B. $\dot{K}$ statt KO, $\dddot{S}$ statt SO^3, $\dot{C}u$ statt CuO; $\acute{H}g$ statt HgS, K''''' statt KS^5). Will man anzeigen, dafs ein doppeltes Aequivalent eines Körpers in die Verbindung eingegangen sei, so wird das Zeichen desselben durchstrichen z. B. $\dddot{F}e$ = 2 At. Eisen + 3 At. Sauerstoff.

A. Metalloïde.

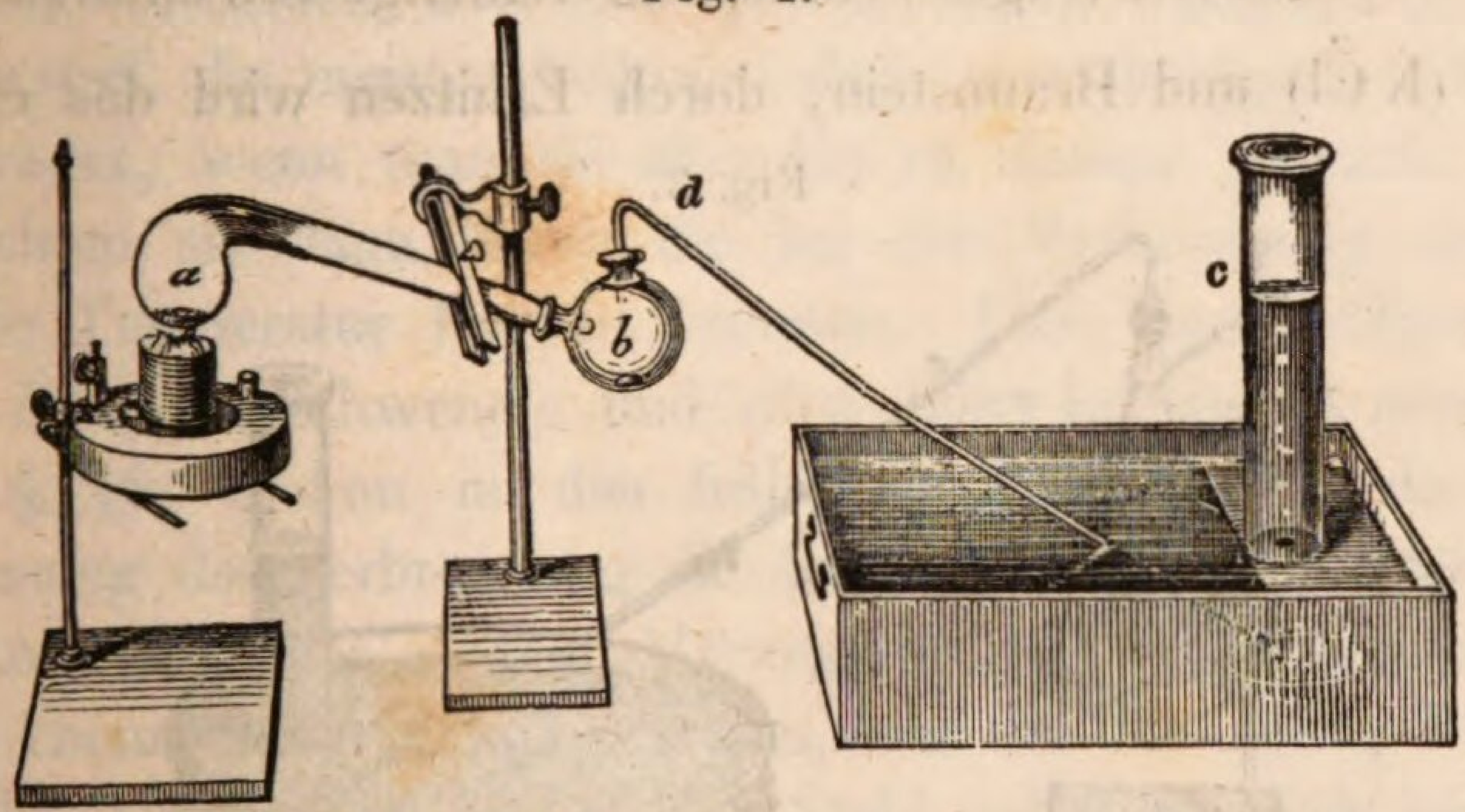
§. 12. Wir begreifen unter denselben die oben (§. 2.) angeführten 13 Stoffe, die sich im Allgemeinen von den Metallen dadurch unterscheiden, dafs sie 1) nicht den eigenthümlichen Glanz wie diese besitzen, den man defshalb den Metallglanz nennt, 2) dafs sie sehr schlechte Leiter der Wärme und Elektricität sind.

1. Sauerstoff (O = 100) Oxygenium.

Vorkommen. §. 13. Er ist der verbreitetste Körper auf der Erde, fast $\frac{1}{3}$ der letztern besteht aus ihm. Er findet sich im Wasser, in der Luft und fast in allen mineralischen, pflanzlichen und thierischen Körpern.

§. 14. Man kann ihn aus seiner Verbindung mit Quecksilber (Quecksilberoxyd) oder mit Mangan (Mangansuperoxyd, Braunstein), oder mit Chlor (Chlorsäure) darstellen. Erstere Methode ist für gröſsern Verbrauch zu theuer, die zweite aus dem Braunstein (Mangan + Sauerstoff) ist die wohlfeilste, liefert aber gewöhnlich mit Kohlensäure verunreinigten Sauerstoff. Am schnellsten und reichlichst gewinnt man ihn aus dem chlorsauren Kali (einer Verbindung von Kaliumoxyd, KO, mit Chlorsäure, ClO^5) durch Erhitzen mit $\frac{1}{2}$ seines Gewichts gepulverten Braunsteins. Man erhält aus 100 Theilen chlorsauren Kalis 39 Gewichtstheile Sauerstoff, aus 100 Theilen Quecksilberoxyd 8 Th., aus 100 Th. Braunstein 9,37 Th. Darstellung

Fig. 1.



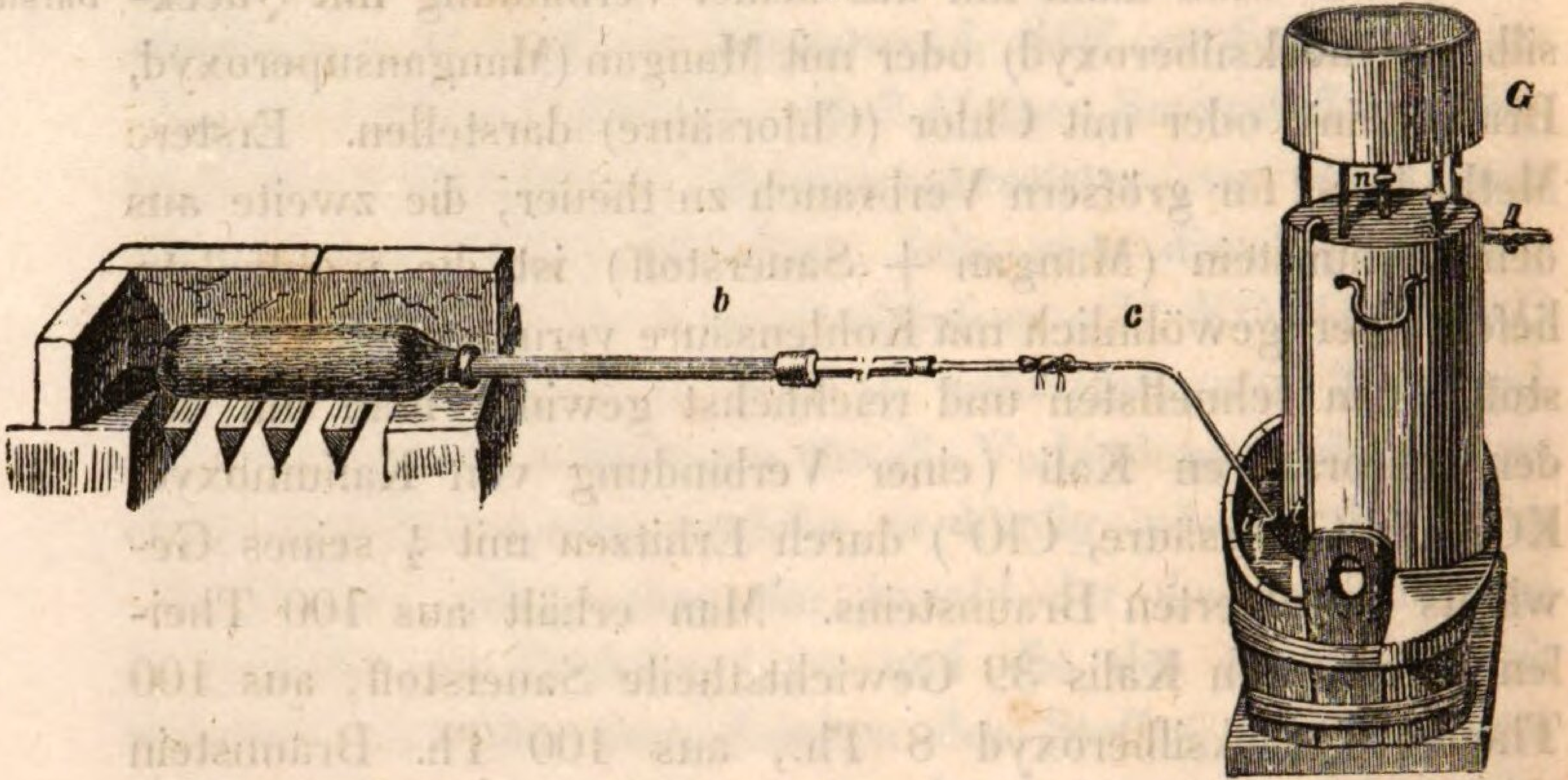
aus Quecksilberoxyd,

In der Retorte *a* (Fig. 1.) befindet sich Quecksilberoxyd. Durch Erhitzen wird dasselbe zerlegt in Quecksilber, welches sich in der Vorlage *b* ansammelt, und in Sauerstoff, der durch das Rohr *d* entweicht und in dem Cylinder *c* über Wasser aufgefangen wird ($HgO = Hg$ und O).

Die kleine stabeiserne Flasche (Fig. 2.), mit Braunstein (Mangansuperoxyd $\ddot{M}n$) gefüllt, wird einer starken Glühhitze ausgesetzt. Der dadurch frei gemachte Antheil Sauerstoff entweicht durch die mit der Flasche verbundenen eisernen *b* und gläsernen *c* Röhren und wird durch die Oeffnung *i* in den Gasbehälter *G* geleitet ($3\ddot{M}n = \dot{M}n, \ddot{M}n$ und $2O$).

Fig. 2.

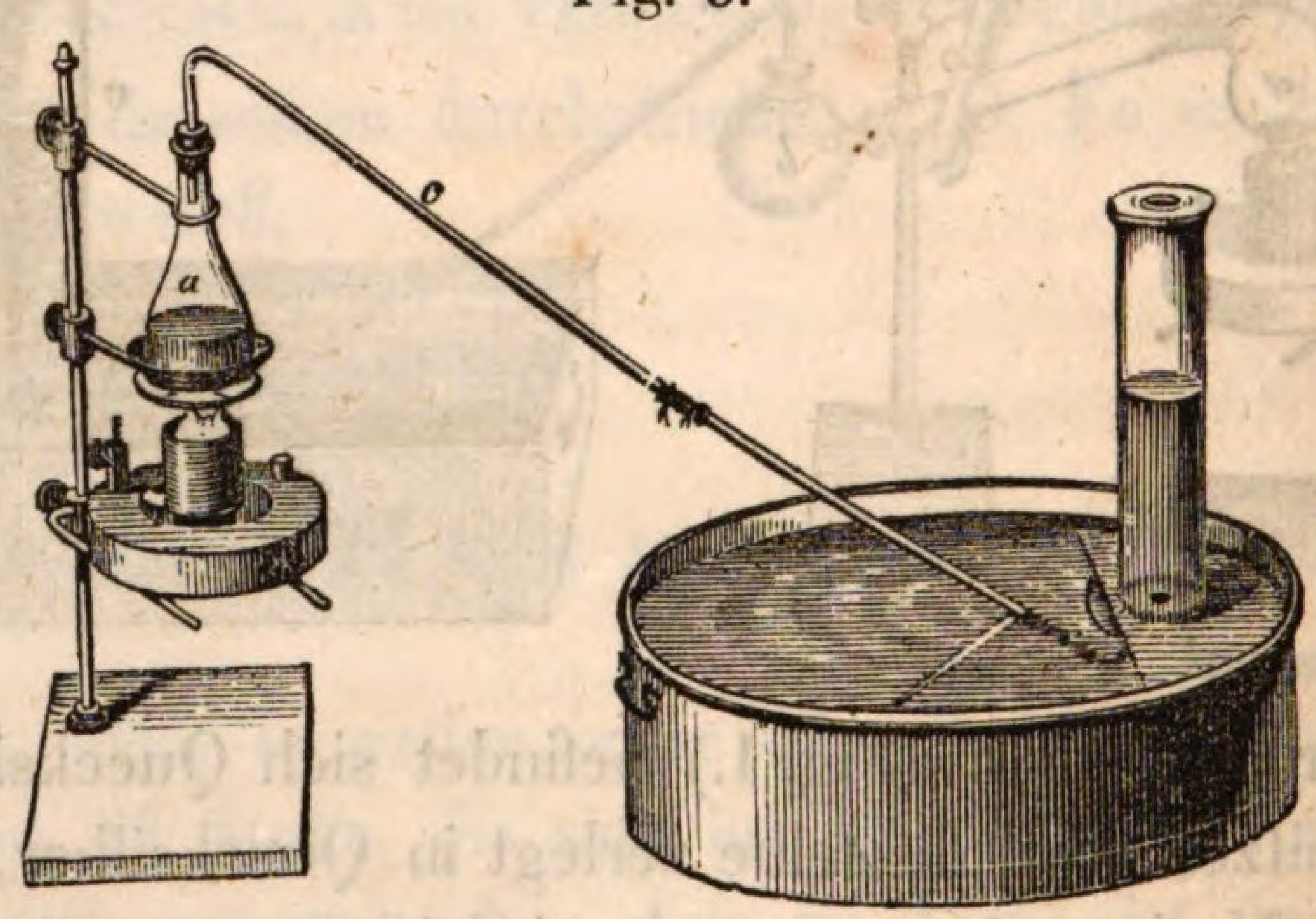
aus Braunstein,



Der Kolben *a* (Fig. 3.) enthält ein Gemenge von chlorsaurem Kali ($\dot{K}\ddot{\ddot{C}}l$) und Braunstein, durch Erhitzen wird das chlor-

Fig. 3.

aus chlorsaurem Kali.



saure Kali in festes Chlorkalium, das im Kolben zurückbleibt, und in Sauerstoff, der durch das Rohr *c* entweicht, zerlegt ($\dot{K}\ddot{\ddot{C}}l$ = KCl und 6 O), während der Braunstein (als Contactsubstanz) unverändert bleibt.

Eigenschaften. §. 15. Der Sauerstoff ist ein farbloses Gas*) von 1,1057 spec. Gewicht. Es ist ein permanentes (incoërcibles)

*) Gas ist der wissenschaftliche Ausdruck für luftförmige Körper. Man pflegt oft zwischen Gas und Dampf den Unter-

Gas, d. h. es hat bisher weder durch Druck, noch durch die niedrigste Temperatur flüssig oder fest gemacht werden können. Es wird nur in sehr geringer Menge vom Wasser aufgelöst (100 Vol. von + 18°C lösen 6,5 Vol. O auf). Die ausgezeichnetste Eigenschaft des Sauerstoffgases ist die, dafs es die Verbrennung auf das lebhafteste befördert. Glimmende Körper z. B. glimmende Kohle, Feuerschwamm, verbrennen im O mit Flamme, angezündeter Schwefel und Phosphor mit dem intensivsten Licht. Viele Körper, die in der Luft nur bei einer sehr hohen Temperatur verbrennen, brauchen nur bis zu eben entstehender Glühhitze erwärmt zu werden, um im Sauerstoffgas mit Lebhaftigkeit zu verbrennen. So z. B. Eisen. Nur sehr wenige Körper verbinden sich bei gewöhnlicher Temperatur mit Sauerstoff, die meisten bedürfen dazu eines bestimmten Wärmegrades, wenn man sie aber bis zu diesem gebracht hat, so fahren sie dann durch die bei der Verbrennung entstehende Temperatur fort zu brennen. Das Sauerstoffgas ist zum Athmen nothwendig und wird daher Lebensluft genannt.

Geschichtliches d. Verbrennungstheorie.

§. 16. Schon in den frühesten Zeiten nahm die Erscheinung der Verbrennung die Aufmerksamkeit der Forscher in Anspruch, der erste Erklärungsversuch aber, namentlich vom chemischen Standpunkte aus, war der des Georg Ernst Stahl (Anfang des 18. Jahrh.). Stahl nahm an, dafs bei der Verbrennung eine mit negativer Schwere begabte Materie, das Phlogiston, entweiche und dadurch das Feuer verursache. Alle brennbaren Körper bestanden nach ihm aus einem unverbrennbaren Radical und dem Phlogiston, und wenn der Körper

schied zu machen, dafs man mit „Gas" einen Körper bezeichnet, der bei der gewöhnlichen Lufttemperatur (+ 15° C) luftförmig ist, mit dem Worte „Dampf" aber das Gas eines bei gewöhnlicher Temperatur festen oder flüssigen und erst bei erhöhter Temperatur luftförmigen Körpers. Richtiger jedoch ist, unter Dampf einen aus dem gasförmigen in den flüssigen Zustand übergegangenen Körper zu verstehen, der, in feine Bläschen zertheilt, einem gasförmigen beigemengt ist.

durch Wärme dieses Phlogistons beraubt wurde, so hiefs er dephlogisticirt, wenn aber das Phlogiston an einen andern Körper übertragen wurde, dieser phlogisticirt. Gegen Ende des 18. Jahrhunderts wies Lavoisier, nachdem kurz vorher von Priestley und Scheele das Sauerstoffgas entdeckt war, nach, dafs die Verbrennung in einer Verbindung des in der Luft enthaltenen Sauerstoffs mit dem brennbaren Körper bestehe und dafs dieser genau um dieselbe Gewichtsmenge sich vergröfsere, um welche ein gemessenes Volum Luft, in welchem die Verbrennung geschieht, sich vermindert. Dies war ein unwidersprechlicher Beweis gegen die Stahlsche Lehre vom Phlogiston und Lavoisier der Begründer der noch jetzt bestehenden Theorie von der Verbrennung.

Oxyde. §. 17. Wenn sich der Sauerstoff mit einem brennbaren Körper verbunden hat, so wird das Product dieser Verbindung Oxyd, der mit dem Sauerstoff vereinigte Körper Radical genannt. Die Oxydation geschieht nicht blos auf trocknem Wege d. h. durch Erhitzen an der Luft oder in Sauerstoff oder durch Schmelzen mit Sauerstoff abgebenden Körpern, sondern auch auf nassem Wege durch Verbindungen, welche, mit andern in Berührung, Sauerstoff an diese abgeben, ja, manche Körper können sogar durch Erhitzen in Sauerstoff nicht, auf nassem Wege aber leicht, schon bei gewöhnlicher Temperatur oxydirt werden, z. B. das Silber durch Salpetersäure. Die meisten oxydirbaren Körper verbinden sich nicht nur in einem, sondern in mehren Verhältnissen mit dem Sauerstoff, sie haben mehre Oxydationsstufen. Die Oxyde werden nach ihren chemischen Eigenschaften eingetheilt in:

Basische Oxyde. 1) basische Oxyde d. h. solche, welche mit einer andern Klasse von Oxyden — den Säuren — sich vereinigen. Man nennt sie auch elektropositive Oxyde, weil sie bei Zerlegung durch den elektrischen Strom an den negativen Pol sich begeben, auch Basen, weil sie in ihrer Verbindung mit Säuren vorzugsweise den Character (z. B. die Farbe, Wirkung) der Verbindung bestimmen, also ge-

wissermaſsen die Grundlage der Verbindung bilden. Wenn ein Körper mehre Verbindungen mit Sauerstoff eingeht, die basische Oxyde sind, so nennen wir diejenige Verbindung, welche die geringere Menge Sauerstoff enthält, Oxydul, die, welche die gröſsere Menge enthält, Oxyd, und die zwischen diesen beiden liegende Oxydationsstufe Sesquioxydul. Oxydule. Oxyde.

2) in saure Oxyde oder Säuren d. h. solche Körper, welche mit den eben genannten basischen Oxyden sich verbinden und wenn sie aus einer solchen Verbindung durch den elektrischen Strom ausgeschieden werden, am positiven Pole sich ausscheiden, daher auch elektronegative Oxyde genannt werden, z. B. Schwefelsäure, Phosphorsäure. Giebt es mehre Oxydationsstufen desselben Radicals, welche Säuren sind, so bekommt die mit weniger Aequivalenten Sauerstoff den Namen —ige Säure, z. B. schweflige Säure. Säuren.

3) Suboxyde d. h. solche Sauerstoffverbindungen, die um Basen bilden zu können, noch Sauerstoff aufnehmen oder vom Radical etwas abgeben müssen. Suboxyde.

4) Superoxyde d. h. solche, die, um Basen zu werden, Sauerstoff abgeben müssen. Superoxyde.

§. 18. Von allen einfachen Körpern, das Fluor ausgenommen, kennen wir Sauerstoffverbindungen, unter denen die der Metalloïde bei weitem zum gröſsten Theil Säuren, die der Metalle gröſstentheils Basen sind. Wenn ein Radical in mehren Verhältnissen sich mit Sauerstoff verbindet, so pflegt mit der zunehmenden Quantität der Aequivalente des Sauerstoffs die Eigenschaft der Verbindung, mit Säuren sich zu vereinigen, (die Basicität) abzunehmen, und die mit der höchsten Menge Sauerstoff verbundene Substanz ist oft selbst eine Säure; Beisp.: 1 Aeq. Mangan bildet mit 1 Aeq. und mit $1\frac{1}{2}$ Aeq. O basische Oxyde, mit 2 Aeq. ein Superoxyd, mit 3 Aeq. eine Säure, mit $3\frac{1}{2}$ Aeq. eine sehr starke Säure. Bei den verschiedenen Verbindungen des Sauerstoffs mit einem und demselben Radical zeigt sich recht deutlich, wie die Verbindungen nach Multipeln der Aequivalente vor sich gehen.

Definition von Salzen.

§. 19. Die Verbindungen eines basischen Oxydes mit einem sauren (Säure) nennen wir Salze, und zwar Sauerstoffsalze zum Unterschied von einer später anzuführenden andern Art von Salzen. Auch diese Verbindungen gehen innerhalb der Gesetze der Aequivalente vor sich und werden unten (s. Salze) genauer abgehandelt werden.

Nomenklatur der Sauerstoff-verbindungen.

§. 20. Die Bezeichnung der basischen Oxyde im Lateinischen ist folgende: aus dem Namen des Radicals wird ein Adjectiv gemacht und dieses zu oxydum, bioxydum, sub-, superoxydum zugesetzt, z. B. oxydum cupricum, bioxydum, suboxyd. plumbic., superoxyd. manganic. Die Säurenbezeichnung geschieht eben so, nur daſs an die Stelle von oxydum das Wort acidum gesetzt wird. Giebt es mehre Oxydationsstufen eines Radicals, welche Säuren sind, so bekommen die adject. die Endung osum, icum, sub—osum, sub—icum, Beisp.: acidum sulphurosum, —icum, subsulphurosum, subsulphuricum.

2. Wasserstoff. ($H = 12,5$) Hydrogenium.

Vorkommen.

§. 21. Sehr verbreitet in den organischen Verbindungen, auſserdem im Wasser, in welchem davon 11 pCt. dem Gewicht nach enthalten sind.

Darstellung.

§. 22. Ganz rein gewinnt man den Wasserstoff nur durch Zerlegung des Wassers vermittelst Kalium oder Natrium. In einen mit Wasser gefüllten und über Wasser umgestürzten Cylinder bringt man ein Stück Natrium, welches mit dem Sauerstoff des Wassers sich verbindet und Wasserstoff frei macht.

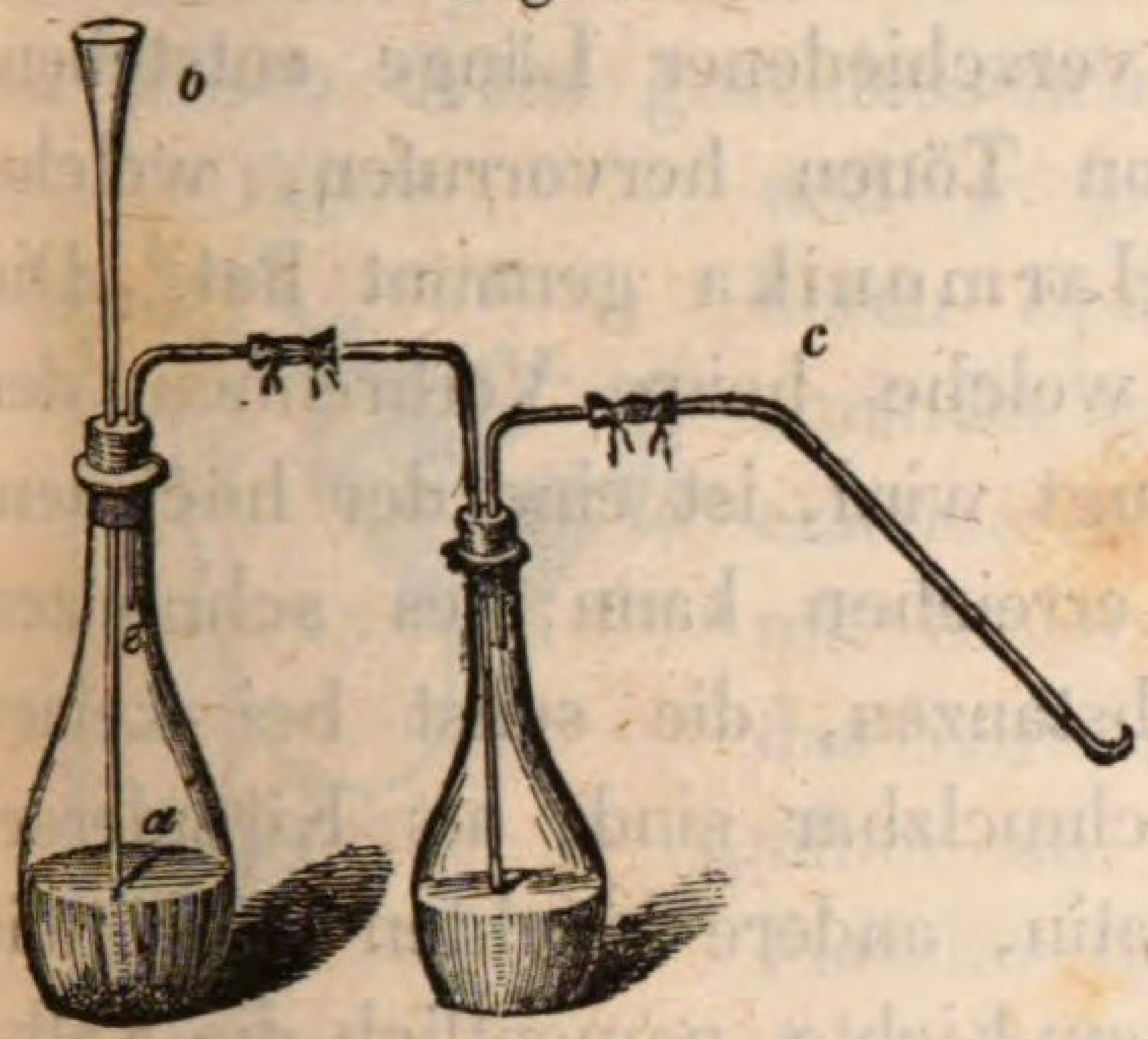
Fig. 4.



In gröſsern Quantitäten stellt man ihn dar durch Uebergieſsen von Zink oder Eisen mit Wasser und Schwefelsäure. Der auf die letztere Weise dargestellte Wasserstoff ist aber unrein und enthält, namentlich wenn die Darstellung aus Guſseisen

oder Stabeisen geschah, eine sehr übelriechende andere Gasart beigemengt, von welcher man ihn befreien kann, wenn man das sich entwickelnde Gas durch Gefäfse mit Alkohol oder Schwefelsäure und dann durch ein anderes mit Kalilösung leitet. Auch das aus Zink bereitete Gas mufs gewaschen werden. In der Flasche *a* befindet sich Zink mit Wasser übergossen, durch den Trichter *b* wird Schwefelsäure zugesetzt. Das entwickelte Wasserstoffgas entweicht durch das Rohr *e* in die Vorlageflasche und aus dieser durch das Rohr *c*.

Fig. 5.



Man kann durch Hindurchleiten von Wasserdampf durch ein rothglühendes mit Eisendraht gefülltes Porzellanrohr ebenfalls Wasserstoff darstellen; es nimmt nämlich bei dieser Operation das Eisen den Sauerstoff des Wassers auf und dadurch wird Wasserstoff frei.

§. 23. Wasserstoff ist ein farbloses, geruch- und geschmackloses, permanentes Gas von 0,0691 spec. Gewicht. Eigenschaften. Es ist leicht entzündlich, brennt, wenn es rein ist, mit kaum sichtbarer, aber sehr heifser Flamme, durch welche ein hineingehaltener Platindraht hellleuchtend gemacht werden kann. Es kann das Verbrennen und Athmen nicht unterhalten, obgleich es nicht giftig ist. Thiere sterben darin nach einiger Zeit; mit Sauerstoff gemischt, bringt es beim Einathmen Schläfrigkeit hervor. Mit atmosphärischer Luft oder Sauerstoffgas gemengt giebt das Wasserstoffgas ein beim Anzünden detonirendes Gemenge, Knallluft. Wenn die beiden Gase in dem Verhältnifs von 2 Vol. H auf 1 Vol. O gemengt und angezündet werden, so findet eine heftige Explosion statt, indem die beiden Gase sich zu Wasser verbinden, das Wassergas durch die hohe Temperatur einen weit gröfsern Raum als seine beiden Bestandtheile ein-

nimmt, sogleich wieder durch die umgebende kalte Luft sich verdichtet und nun die atmosphärische Luft schnell in den leeren Raum nachdringt. Man kann durch schnell auf einander folgende kleine Detonationen, die durch Mengen des Wasserstoffs mit Luft und Entzündung des Gemenges in

Fig. 6.

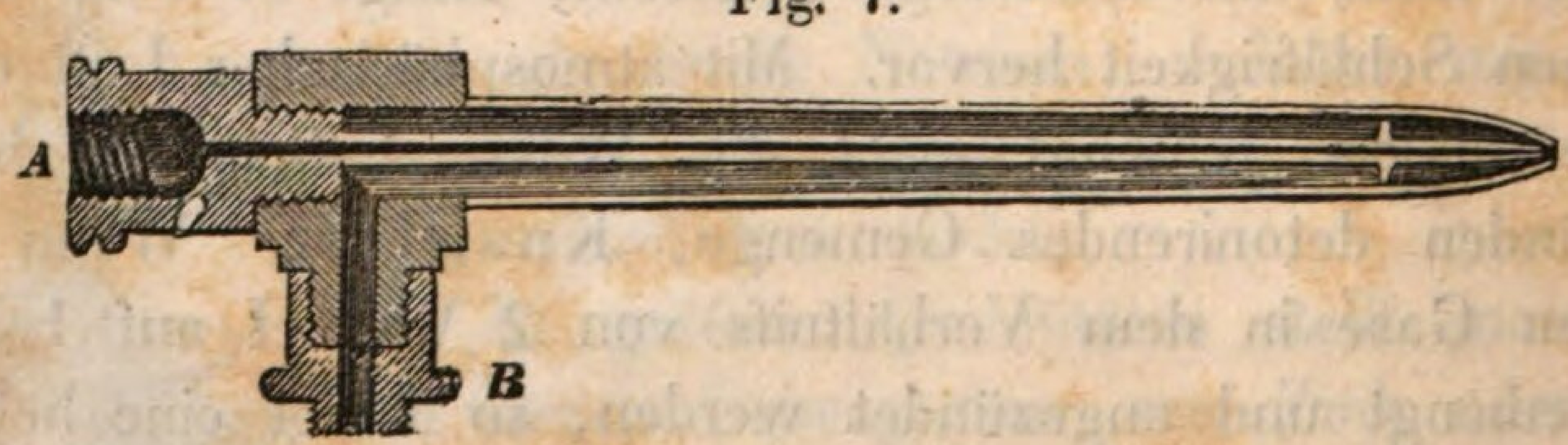


Chemische Harmonika.

Röhren von verschiedener Länge entstehen, eine Reihe von Tönen hervorrufen, welche man chem. Harmonika genannt hat. Die Temperatur, welche beim Verbrennen der Knallluft erzeugt wird, ist eine der höchsten, welche man erreichen kann; es schmelzen durch sie Substanzen, die sonst bei keiner Temperatur schmelzbar sind, als Kieselerde, Thonerde, Platin, andere leuchten dabei mit höchst intensivem Lichte, namentlich die Kalkerde. Man hat diese Eigenschaft benutzt, um hell und weithinleuchtende Signale zu geben (Drummond's Siderallicht). Um die Verbrennung der beiden Gasarten im Verhältnifs von 2:1 Volumen zu bewirken, füllt man entweder ein Gefäfs mit den beiden Gasen im obigen Verhältnifs, läfst sie durch einen Hahn in eine weitere Röhre strömen, welche mit vielfach gewundenen feinen Metalldrähten angefüllt ist, und aus dieser durch eine engere ausströmen, vor welcher das Gasgemenge entzündet wird; oder besser man läfst aus zwei Gasbehältern, aus dem einen Sauerstoff, aus dem andern Wasserstoff, in einen Hahn strömen, der aus zwei concentrischen Metallröhren be-

Knallgasgebläse.

Fig. 7.

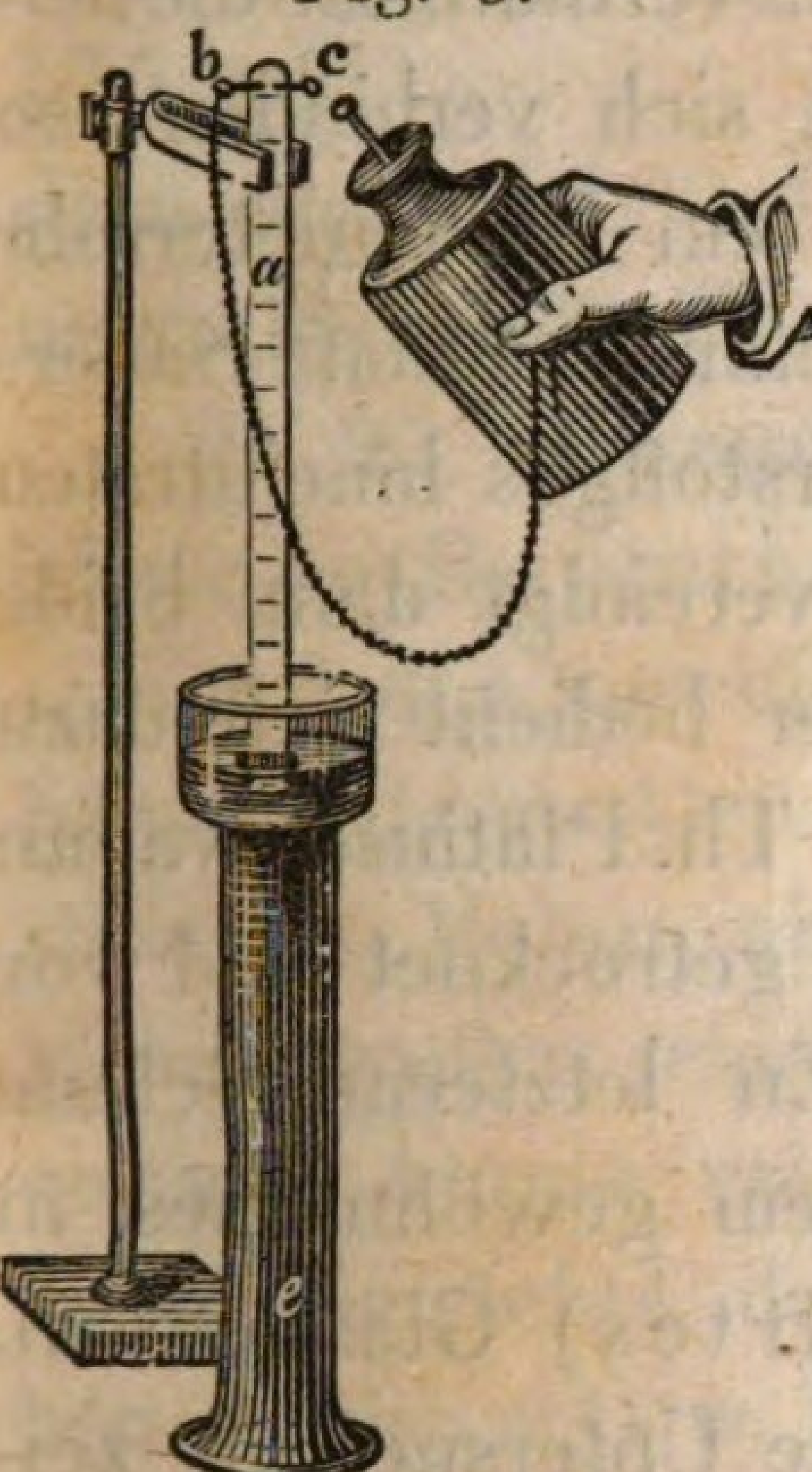


steht (Daniellscher Hahn). Mit der Schraube *A* wird der Hahn auf dem Sauerstoffbehälter aufgeschroben und durch *B* strömt das Wasserstoffgas ein.

§. 24. Die Oxydation, die der Wasserstoff beim Anzünden erleidet, kann auch durch andere Mittel bewirkt werden, und zwar durch den elektrischen Funken und durch fein vertheiltes Platin (Platinschwamm). Die erstere nimmt man gewöhnlich in einem starken Glasrohre *a* vor, an dessen obern geschlossenem Ende zwei Platindrähte *b* und *c* luftdicht eingeschmolzen sind, deren Spitzen im Innern des Rohres einander gegenüber und nur wenig von einander abstehen. Man füllt das Rohr mit Sauerstoff und Wasserstoff, sperrt das Gemenge durch Wasser oder Quecksilber ab und entladet eine Leidener Flasche durch die Drähte. Man hat diese Röhren Eudiometerröhren genannt, weil in ihnen die gute Beschaffenheit (d. h. wesentlich der Sauerstoffgehalt) von Luft bestimmt wird. Die Eigenschaft, das Wasserstoffgas in Berührung mit Sauerstoff zu entzünden, besitzen mehre fein vertheilte metallische Körper, namentlich das metallische Platin (unter dem Namen Platinschwamm bekannt).

Entzündung des Wasserstoffs durch Elektricität,

Fig. 8.



durch Platinschwamm.

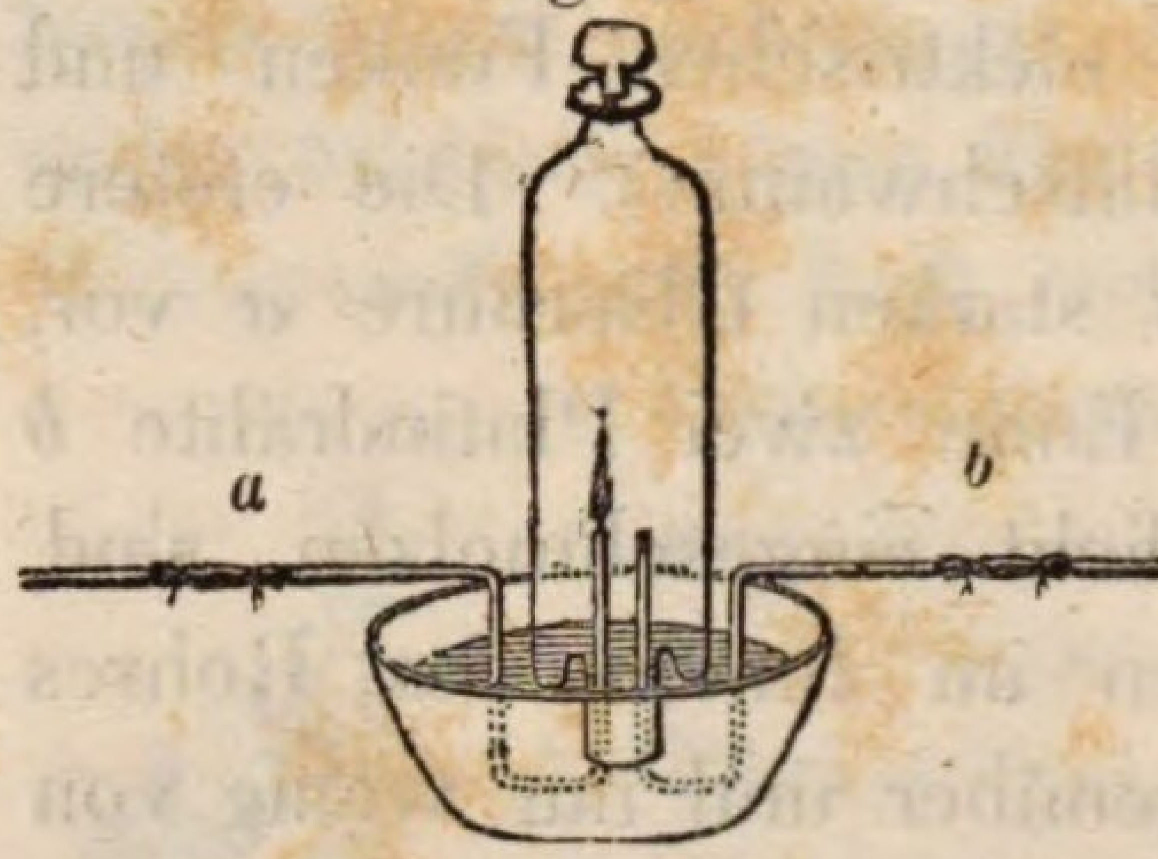
Wir kennen zwei Oxydationsstufen des Wasserstoffs, die niedrigere besteht aus 1 Aeq. Wasserstoff mit 1 Aeq. Sauerstoff und ist das Wasser, die andere besteht aus 1 Aeq. Wasserstoff mit 2 Aeq. Sauerstoff und heifst Wasserstoffsuperoxyd.

Verbindungen des Wasserstoffs mit Sauerstoff.

§. 25. Dafs das Wasser kein Element (einfacher Stoff) sei, wie man früher annahm, zeigte zuerst Lavoisier. Man kann dies durch Zerlegung desselben in seine Bestandtheile (durch Analyse) und durch Zusammensetzung aus seinen Bestandtheilen (durch Synthese) darthun. Um das Wasser in seine Bestandtheile zu zerlegen, bedient man sich am besten der Elektricität (Contactelektricität), um es synthetisch zu bilden, verbrennt man Wasserstoffgas in Sauer-

Wasser.

Fig. 9.



stoffgas unter einer ganz trocknen Glocke, indem man durch das Rohr *a* Wasserstoff und durch *b* Sauerstoff einströmen läfst, den Wasserstoff anzündet und das gebildete Wasser sammelt. Will man aber zugleich erfahren, in welchem Maafsverhältnisse die beiden Gasarten sich verbinden, so wendet man ein Eudiometerrohr (s. ob. Fig. 8.) an, in welchem man ein bestimmtes Maafs Sauerstoffgas und ein gemessenes Maafs Wasserstoffgas hineintreten läfst, über Quecksilber abgesperrt. Man vereinigt dann beide Gase durch den elektrischen Funken oder bedient sich dazu der sogenannten Platinpillen, welche aus 1 Th. Platinschwamm und 4 Th. Pfeifenthon geknetet, langsam getrocknet und vor der Anwendung ausgeglüht werden. Zu letzterm Behufe wendet man statt des Eudiometerrohres ein gewöhnliches in bestimmte Maafstheile getheiltes (calibrirtes) Glasrohr an. Die analytische sowohl als die synthetische Untersuchung zeigen, dafs auf 2 Raumtheile H 1 Raumtheil O nöthig ist, wenn sich Wasser bilden soll. Mengt man daher die beiden Gase über Quecksilber in diesem Verhältnifs und vereinigt sie, so bildet sich Wasser, dieses wird tropfbar flüssig (condensirt sich sogleich) und nimmt in diesem Zustande kaum $\frac{1}{2000}$ des Raumes ein, den seine Bestandtheile einnahmen, und nach der geschehenen Vereinigung dieser letztern wird daher das Quecksilber den ganzen Raum des Rohres ausfüllen bis auf den Raum, welchen die geringe Menge gebildetes Wasser einnimmt. Hat man aber von dem einen oder andern Gase Ueberschufs angewandt, z. B. 20 Vol. O auf 20 Vol. H, so werden 10 Vol. O im Rohre unverbunden zurückbleiben. Da wir das Raumverhältnifs, in welchem die beiden Gase sich verbinden, und ihr spec. Gew. kennen, so läfst sich aus diesen beiden Factoren auch das Gewichtsverhältnifs berechnen, in welchem das Wasser zusammengesetzt ist: denn es verbinden sich

2 Vol. H (mit dem spec. Gew. von 2 . 0,0691) = 0,1382
mit 1 Vol. O - - - - - - (1,1057) 1,1057

die Summe der Verbindungstheile ist 1,2439 Wasser.

Zusammensetzung des Wassers dem Gewichte nach.

Da nun in 1,2439 Wasser 0,1382 Wasserstoff enthalten sind, so sind in 100 Theilen 11,11 Th. Wasserstoff, also 88,89 Th. Sauerstoff enthalten. Aus diesem Verhältnifs aber folgt zugleich, dafs das Aequivalentgewicht des Wasserstoffs 12,5 sei;

denn wenn 88,89 O sich mit 11,11 H verbinden, so vereinigen sich 100 Theile Sauerstoff mit 12,5 Wasserstoff.

Verhältniss von Atom und Volum.

§. 26. Nimmt man an, dafs bei den Gasarten gleiche Raumtheile gleich viele Atome enthalten, so wird das specifische Gewicht derselben zugleich das Verhältnifs ihrer Atomgewichte anzeigen, denn wenn ein bestimmtes Volum eines Gases doppelt so viel wiegt, als ein gleich grofses eines andern, so müssen in ersterem doppelt so viel Atome enthalten sein, es werden also die specifischen Gewichte derselben ihr relatives Atomgewicht angeben (Beisp.: O = 1,1057 H = 0,0691 = 16 : 1); und reducirt man ihre specifischen Gewichte von der Einheit der atmosphärischen Luft auf die des Sauerstoffs = 100, so geben die gefundenen Zahlen unmittelbar das Atomgewicht an. Denn das specifische Gewicht des Sauerstoffs ist = 1,1057, das des Wasserstoffs = 0,0691, es verhält sich also

1,1057 : 0,0691 = 100 : 6,25.

Das Atomgewicht des Wasserstoffs würde hiernach nicht 12,5 sein, was wir oben als Aequivalent desselben kennen lernten, sondern nur 6,25 d. h. die Hälfte von der andern Zahl, und von der am Anfange dieses § aufgestellten Voraussetzung ausgehend, kann man defshalb behaupten, der Wasserstoff verbinde sich stets in doppelten Atomen mit andern Körpern, sein Aequivalentgewicht bestehe aus einem Doppelatom.

Ein ganz gleiches Verhalten hat man auch bei mehren andern Gasen beobachtet, namentlich beim Stickstoff, Chlor-, Brom-, Jod-, Phosphor- und Arsenikgas, und darum wird

auch von diesen behauptet, dafs sie sich stets in Doppelatomen verbinden, dafs ihr Aequivalent = 1 Doppelatom sei.

Die Untersuchung des specifischen Gewichts der Gase anderer Körper hat jedoch gezeigt, dafs nicht bei allen dasselbe einfache Verhältnifs zwischen dem aus dem specifischen Gewicht ihres Gases und zwischen dem auf analytische Methode ermittelten Atomgewicht, wie bei den ebengenannten statt findet. Das spec. Gewicht des Schwefelgases ist z. B. = 6,9, auf Sauerstoff reducirt (1,1057 : 6,9 = 100 : 624,0) würde das Atomgewicht des Schwefels also 624,0 sein, während das auf andere Weise gefundene Atomgewicht 200 ist. Geht man von der obigen Voraussetzung aus, dafs gleiche Volume gasförmiger Körper gleich viel Atome enthalten, so müfsten wir das auf anderem Wege gefundene Atomgewicht des Schwefels (200) mehr als verdreifachen und dadurch eine ganze Reihe wohlbegründeter chemischer Analogien und Gesetze umstofsen. Es scheint daher, als ob gleiche Volumina gasförmiger Körper nicht gleich viel Atome enthalten, und wenn man diese Voraussetzung dennoch annehmen will, so ist ein Unterschied zwischen dem Atomgewicht eines solchen Körpers und dem Aequivalentgewicht desselben zu machen.

§. 27. Das Gesetz aber, dafs die gasförmigen Körper, welche sich mit einander zu verbinden im Stande sind, stets in sehr einfachen Volumverhältnissen sich mit einander vereinigen, hat die Erfahrung bestätigt, und weil alle Körper innerhalb der Aequivalente sich verbinden, so müssen auch die Volumverhältnisse in einfacher Beziehung zu den Aequivalenten oder Atomgewichten stehen. Da indefs die Voraussetzung, welche eine Spaltung des Aequivalentgewichts mehrer Körper (Wasserstoff, Stickstoff, Chlor, Brom, Jod, Fluor, Phosphor, Arsenik) in zwei Atomgewichte hervorgerufen hat, für andere Substanzen nicht zulässig ist, so scheint es zweckmäfsig, auch für die eben genannten Aequivalent und Atomgewicht gleichbedeutend zu nehmen und das chemische Zei-

chen jener Körper nicht zu durchstreichen, um das Aequivalentgewicht derselben anzudeuten. Danach ist $\dot{H}$ = Wasser, $\ddot{Cl}$ = Chlorsäure.

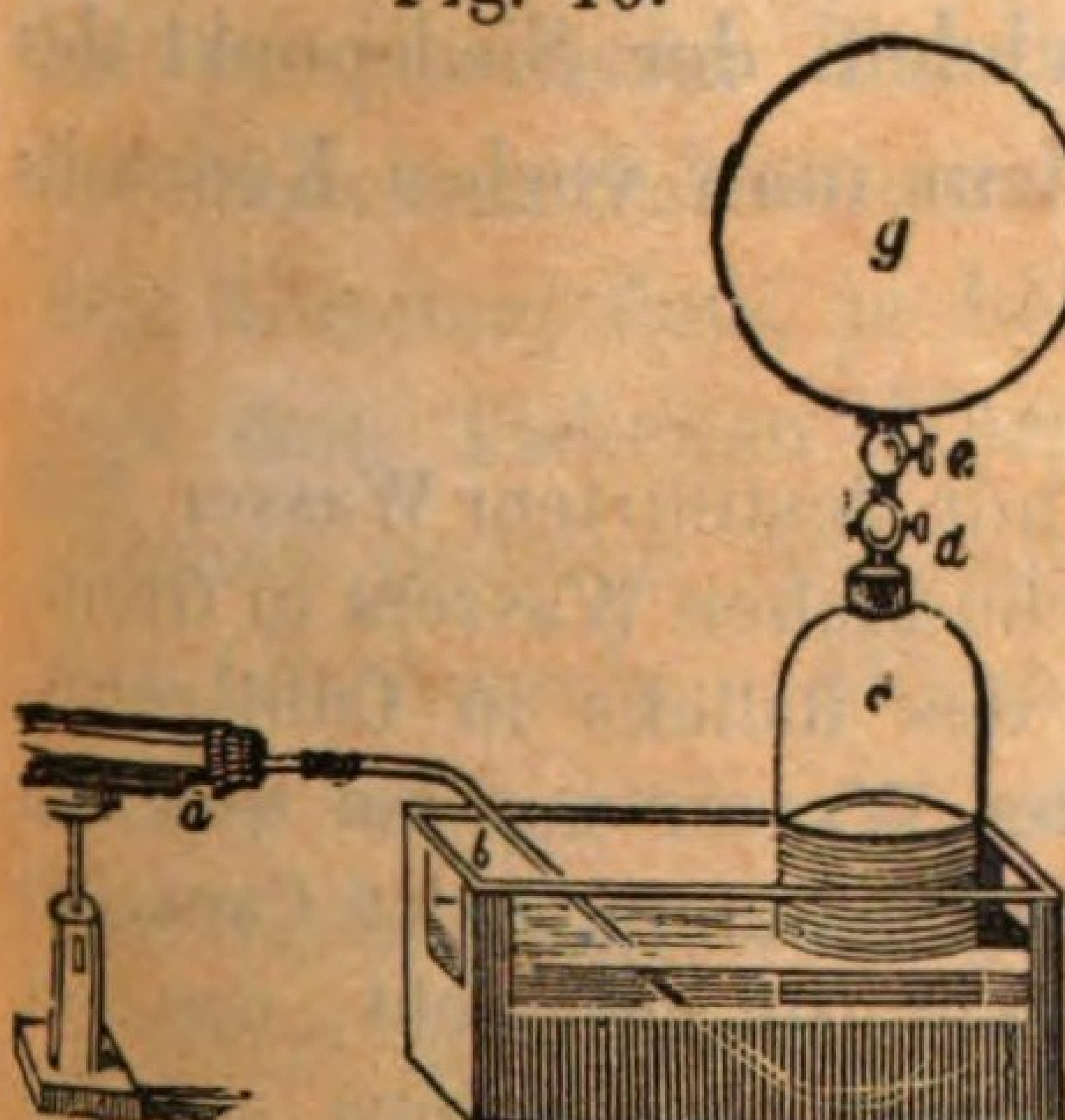
Volumentheorie.

§. 28. Diese Theorie, welche man im Gegensatz zu der früher entwickelten Aequivalenttheorie die Volumentheorie nennt, ist von Gay-Lussac aufgestellt fast zu derselben Zeit, als von Dalton das Gesetz der multipeln Proportionen entdeckt wurde. Gay-Lussac beobachtete, dafs während die gasförmigen Körper in sehr einfachen Volumverhältnissen sich verbinden, das Volum der entstandenen Verbindung selten die Summe der Volumina der Bestandtheile einnimmt, gewöhnlich ist Verdichtung (Zusammenziehung) eingetreten, äufserst selten (bis jetzt nur beim Zinnober bekannt) Ausdehnung. Aber auch bei dieser Veränderung waltet stets ein einfaches Verhältnifs ob. Beisp.: 2 Vol. H + 1 Vol. O = 2 Vol. Wassergas, Verdichtung von 3:2 ($\frac{2}{3}$ des Ganzen); 1 Vol. S + 9 Vol. O = 6 Vol. Schwefelsäuregas, Verdichtung von 10:6 [5:3] ($\frac{3}{5}$ des Ganzen).

Bestimmung des spec. Gewichts von Gasen.

§. 29. Das spec. Gewicht zweier oder mehrer Gase ermitteln heifst bekanntlich, ihr absolutes Gewicht bestimmen, wenn beide einen gleich grofsen Raum einnehmen. Dieses ist bei den bei gewöhnlicher Temperatur gasförmigen Körpern sehr einfach. Man läfst ein solches Gas, dessen spec. Gew. man untersuchen will, durch ein mit Chlorcalcium gefülltes Rohr *a*, welches das Gas trocknet, in eine Glasglocke *c* treten, die mit Quecksilber angefüllt und über demselben abgesperrt ist. Die Glocke ist oben mit einer Fassung in Schraubenform und mit einem Hahn versehen. In die Schraube dieser Fassung pafst die Schraube einer an einem Glasballon *g* befestigten und gleichfalls mit einem Hahn versehenen Fassung *). Der

Fig. 10.



*) Der Inhalt des Ballons wird ausgemessen, indem man sein

Ballon wird hierauf luftleer gepumpt, auf die mit dem zu untersuchenden Gase gefüllte Glocke geschraubt und die Hähne beider geöffnet. Das Quecksilber in der Glocke steigt und man senkt die Glocke so tief in das Quecksilber, bis dieses innerhalb und aufserhalb derselben gleich hoch steht. Nach einiger Zeit werden die Hähne geschlossen und der abgeschrobene Ballon gewogen, indem Temperatur und Luftdruck notirt werden. Bei der Angabe des spec. Gew. der Gase hat man die atmosphärische Luft als Einheit angenommen und wenn man daher sagt, das spec. Gewicht des Wasserstoffs sei = 0,0691, so ist zu ergänzen: das eines gleich grofsen Volums atmosphärischen Luft von 0°C. und 28″ (760mm) Barom. als Einheit gesetzt.

Bestimmung des spec. Gewichts von Gasen, die durch Erhitzung erzeugt werden.

§. 30. Die Bestimmung des spec. Gewichts der Gase von Körpern, welche bei der gewöhnlichen Temperatur flüssig oder fest sind, ist schwieriger und mehrfacher Correctionen bedürftig. Man nimmt dieselbe gewöhnlich in kleinen Glasballons vor, an deren einer Seite eine recht- oder stumpfwinklig gebogene Röhre angeblasen ist, oder in cylindrischen Glasröhren, deren eines Ende zugeschmolzen ist, während durch das andere die zu untersuchende Substanz eingebracht wird. Das Gefäfs wird alsdann entweder in siedendem Wasser, Oel oder in einem Metallgemisch von leichtflüssigen Metallen (je nachdem der Siedepunkt des zu untersuchenden Körpers, von dem man vorher Kenntnifs

Fig. 11.



Gewicht bestimmt (Tara), darauf ihn mit destillirtem Wasser füllt und wägt. Das Gewicht des darin befindlichen Wassers in Grammen genommen, giebt die Capacität des Ballons in Cubikcentimetern an. Da aber 1 Cubikcentimeter Wasser nur bei + 4°,1 C. 1 Gramme wiegt, so mufs, wenn die Bestimmung der Capacität bei einer höhern oder niedrigern Temperatur geschieht, das bei der zeitigen Temperatur erhaltene Volumen des Ballons auf das bei + 4,1°C. reducirt werden, was nach den in der Physik bei Ausdehnung des Wassers in den verschiedenen Temperaturen angeführten Tabellen geschieht.

nehmen mufs, hoch oder niedrig ist) so lange erhitzt, als noch zu der Oeffnung des Gefäfses von dem Gase heraustritt. Geschieht dies nicht mehr und ist alle Substanz in Gas verwandelt, so schmilzt man die Spitze des Glasgefäfses zu, indem man die Temperatur, bei welcher dieses geschah, sich bemerkt. Das Gefäfs mit dem Gas wird hierauf gewogen, wenn es bis zur gewöhnlichen Temperatur erkaltet ist, die zugeschmolzene Spitze desselben unter Quecksilber abgebrochen und das in dasselbe hineingetretene Quecksilber in einem calibrirten Rohre dem Volum oder dem Gewichte nach bestimmt, wodurch die Capacität des Gefäfses, in welchem das Gas eingeschlossen war, ermittelt wird. Da die Temperatur, bei welcher manche Körper, z. B. das Quecksilber, Dampfform annehmen, ziemlich hoch ist, so mufs bei derartigen Versuchen auch auf die Ausdehnung des Glases Rücksicht genommen werden, welche gewöhnlich für jeden Grad C. zu $\frac{1}{38700}$ angegeben wird.

§. 31. Von den chemischen Eigenschaften des Wassers ist hier noch anzuführen, dafs es im Stande ist, sowohl mit den basischen Oxyden als auch mit den Säuren Verbindungen nach bestimmten stöchiometrischen Proportionen einzugehen. Solche Verbindungen nennt man Hydrate. Das Wasser dient als Auflösungsmittel vieler Substanzen, namentlich der Verbindungen zweiter, dritter und vierter Ordnung. Es vermag bei verschiedenen Temperaturgraden verschiedene Mengen der löslichen Substanzen aufzunehmen, im Allgemeinen nach dem Gesetze, dafs, je höher die Temperatur ist, desto mehr von dem löslichen Körper im Wasser sich löst. Doch machen manche Substanzen hiervon eine Ausnahme, z. B. das Glaubersalz. Wenn das Wasser so viel von einem Körper aufgenommen hat, dafs neue Quantitäten des letztern nicht mehr von der zur Lösung angewendeten Menge Wasser aufgenommen werden, so ist die Lösung gesättigt. Will man eine in Wasser gelöste Substanz als feste haben, so entfernt man das Wasser durch Erhitzen (das Abdampfen) oder durch Verdunsten desselben unter

Eigenschaften des Wassers.

der Luftpumpe über einem Gefäfs mit concentrirter Schwefelsäure, welche das verdunstende Wasser aufnimmt. Das meiste Wasser (Brunnen- und Flufswasser) enthält feste Bestandtheile gelöst und wird defshalb destillirt, d. h. es wird in einem Gefäfs durch Wärme in Dampf verwandelt und dieser in passenden Gefäfsen abgekühlt, wodurch er wieder in flüssige Form übergeht. Jeder Körper, der durch erhöhte Temperatur luftförmig und durch Abkühlung des Gases bis zu einer gewissen Temperatur wieder flüssig wird, heifst destillirbar.

Wasserstoffsuperoxyd Darstellung. §. 32. Wasserstoffsuperoxyd ist die andere Oxydationsstufe des Wasserstoffs. Sie wird dargestellt durch Uebergiefsen von Bariumsuperoxyd mit Chlorwasserstoff und Wasser. Das Bariumsuperoxyd, welches aus 1 Aeq. Barium (eines einfachen Körpers) und 2 Aeq. Sauerstoff besteht, giebt 1 Aeq. Sauerstoff an das Wasser ab und der Rest der Verbindung vereinigt sich mit dem Chlorwasserstoff. ($\ddot{Ba}$, HCl und $\dot{H}$ = BaCl, $\dot{H}$ und $\ddot{H}$.) — Eigenschaften. Das Wasserstoffsuperoxyd ist eine farblose, schwere Flüssigkeit von 1,453 spec. Gewicht, welche sehr leicht durch manche pulverförmige Körper zerlegt wird, indem das 1 Aeq. Sauerstoff, welches das Wasser noch aufgenommen hat, gasförmig entweicht.

3. Stickstoff. (N = 175,00) Nitrogenium.

Vorkommen. §. 33. Stickstoff findet sich in fast allen thierischen und sehr vielen vegetabilischen Körpern, hauptsächlich in der atmosphärischen Luft, welche an 79 pCt. desselben enthält.

Darstellung. §. 34. Man kann sich sehr leicht aus der Luft Stickstoff darstellen, wenn man Alkohol, der in einem Schälchen mit einem Korke auf Wasser schwimmt, anzündet und eine Glocke darüber stürzt. Sobald der Alkohol verlöscht, ist der Sauerstoff fast ganz verzehrt und Stickstoff bleibt zurück, vermengt mit den Verbrennungsprodukten des Alkohols und etwas unverzehrtem Sauerstoff. Reiner erhält man Stickstoffgas durch Hineinleiten von Chlor, einem einfachen Körper,

in wässeriges Ammoniak, einer Verbindung von Stickstoff und Wasserstoff. Das Chlor vereinigt sich mit dem Wasserstoff des Ammoniaks und bildet Chlorwasserstoff (Salzsäure), welches sich mit einem Antheile unzerlegten Ammoniaks zu Chlorwasserstoff-Ammoniak (Salmiak) verbindet, und der Stickstoff des Ammoniaks wird frei und entweicht als Gas (NH^3 und 3Cl = N und 3HCl). Bei dieser Darstellungsweise ist stets darauf zu sehen, dafs Ammoniak im Ueberschufs vorhanden sei, sonst bildet sich Chlorstickstoff, ein heftig explodirender Körper (s. unter Chlor). — Auf einfache Weise erhält man auch Stickstoff, wenn Chlorkalk (eine Verbindung von unterchloriger Säure mit Kalkerde) mit Ammoniak gekocht wird; der Sauerstoff der unterchlorigen Säure und Kalkerde entzieht dem Ammoniak Wasserstoff, Stickstoff wird frei ($3\dot{C}a\,\dot{C}l$ und $2.NH^3 = 3CaCl,\ 6\dot{H},\ 2N$).

§. 35. Der Stickstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses permanentes Gas von 0,972 spec. Gew., kann das Brennen und Athmen nicht unterhalten, verbindet sich mit andern Körpern, aber nur sehr schwierig, direct nur beim Vorhandensein anderer Körper, die in chemischer Beziehung zu der zu bildenden Verbindung stehen. Er ist überhaupt sehr indifferent und seine Verbindungen sind lose. Mit Sauerstoff vereinigt er sich in 4 Verhältnissen, von denen zwei indifferente, zwei saure Oxydationsstufen sind. Mit Wasserstoff geht er ebenfalls mehre Verbindungen ein, von denen das Ammoniak die wichtigste ist. Eigenschaften.

Von Rutherford und Scheele wurde zuerst das Stickgas von Sauerstoff und andern Gasen unterschieden und *aër mephiticus* genannt.

§. 36. Die atmosphärische Luft, welche die Erdoberfläche umgiebt, besteht wesentlich aus 4 Bestandtheilen, von denen zwei, in überwiegender Menge vorhanden, permanente Gase, nämlich Sauerstoff und Stickstoff, die andern beiden, in geringer Menge den erstern beigemischt, coërcible Gase sind, nämlich Kohlensäure und Wasser- Bestandtheile der Luft.

gas. Aufser diesen vier Gasen findet man noch unwesentliche Beimengungen, die aber nicht zu jeder Zeit und nicht überall vorhanden sind und meistens in so unbedeutender Quantität, dafs sie dem Gewicht nach nicht bestimmbar sind. Dahin gehören viele nur durch den Geruch wahrnehmbare Substanzen, wie flüchtige Oele (von Pflanzen ausgehaucht), Phosphorwasserstoff und Schwefelwasserstoff (bei Fäulnifs thierischer Körper entstanden), ferner Grubengas (bei Verwesung von Vegetabilien sich bildend), kohlensaures Ammoniak (ein Zersetzungsprodukt verwesender stickstoffhaltiger Körper), ansteckende Krankheitstoffe (namentlich in sumpfigen Gegenden), endlich feste Substanzen, wie feiner Staub, Asche in der Nähe feuerspeiender Berge, Kochsalz in der Nähe des Meeres u. dgl.

Zusammensetzung der Luft.

§. 37. Sauerstoff und Stickstoff sind in der Luft aller Weltgegenden und zu den verschiedensten Zeiten stets in demselben relativen Verhältnifs beobachtet worden. Von Wasser und Kohlensäure befreite Luft besteht in 100 Raumtheilen aus 20,81 Th. Sauerstoff und 79,19 Th. Stickstoff, in 100 Gewichtstheilen aus 23,01 Th. Sauerstoff und 76,99 Th. Stickstoff. Der Kohlensäuregehalt der Luft wechselt zwischen 0,03 und 0,057 und ist durchschnittlich für 100 Raumtheile Luft 0,04415 Th. Der Wassergehalt der Luft ist grofsen Schwankungen unterworfen, je nach der Temperatur derselben, von welcher die Verdunstung des Wassers abhängt, und nach den Richtungen, welche der Luftstrom nimmt, ob übers Meer oder über trocknes Land.

Wasserfreie Luft besteht durchschnittlich in 100 Gewichtstheilen aus

22,994	Th.	Sauerstoff,
76,934	-	Stickstoff,
0,062	-	Kohlensäure.

Die Luft ist ein Gasgemenge.

§. 38. Aus dem sich stets gleichbleibenden Verhältnifs zwischen Stickstoff und Sauerstoff könnte man schliefsen, dafs die atmosphärische Luft eine chemische Verbindung dieser Gase sei; indessen ist das Gegentheil leicht zu beweisen.

Denn 1) man kann ein künstliches Gemenge von Sauerstoff und Stickstoff in denselben Verhältnissen wie in der atmosphärischen Luft bereiten, welches dieselben physikalischen und chemischen Eigenschaften der Luft besitzt, ohne dafs bei seiner Darstellung eine Wärmeentwickelung eintritt; 2) sind die Bestandtheile der Luft in ungleichem Verhältnifs in Wasser löslich, denn eine aus Wasser durch Kochen ausgetriebene Luft enthält gegen 32 pCt. Sauerstoff, weil Sauerstoffgas in Wasser reichlicher gelöst wird als Stickstoffgas. Dafs eine so innige Mengung zweier Gase von verschiedenem spec. Gewicht, wie in der Luft, statt finden könne, ohne dafs dieselben später das Bestreben zeigen, sich von einander zu trennen, ist eine Erscheinung, welche bei allen Gasen, selbst bei denen mit den gröfsten Abständen ihrer spec. Gewichte, z. B. der Kohlensäure (mit dem spec. Gewicht = 1,524) und dem Wasserstoff (mit dem spec. Gewicht = 0,0691) beobachtet und Diffusion genannt wird.

§. 39. Dafs trotz der sehr starken Consumtion des Sauerstoffs, welche täglich durch das Verbrennen von Holz, Kohlen und andern Heizmaterialien, durch das Athmen der Menschen und Thiere, durch den Verwesungsprozefs thierischer und pflanzlicher Körper statt findet, dennoch keine Abnahme desselben in der Atmosphäre bemerkbar ist, beruht auf der chemischen Thätigkeit der lebenden Pflanzen. Diese zerlegen nämlich die durch Bindung des Sauerstoffs entstandene Kohlensäure vermittelst ihrer grünen Bestandtheile in Kohlenstoff, den sie sich aneignen und in Sauerstoff, den sie an die Atmosphäre zurückgeben. (Experiment: in eine mit kohlensäurehaltigem Wasser gefüllte Flasche grüne Blätter geben und durch das Entwickelungsrohr das Gas auffangen). Wahrscheinlich wird auch der Stickstoff der Atmosphäre direct von einigen Pflanzen als Nahrung aufgenommen und kehrt bei der Verbrennung oder Verwesung derselben in die Luft wieder zurück. Ersatz des verzehrten Sauerstoffs.

§. 40. Die Bestandtheile der atmosphärischen Luft lassen sich sowohl dem Gewichte als dem Maafse nach leicht Analyse der Luft.

bestimmen. Nachdem durch Chlorcalcium oder besser durch mit concentrirter Schwefelsäure getränkten Asbest das Wasser und durch eine Auflösung von Baryterde die Kohlensäure entfernt sind, wird der Sauerstoff entweder durch Phosphor oder durch Wasserstoff, oder durch glühendes Kupfer entfernt.

durch Phosphor, Die Verbindung des Sauerstoffs mit dem Phosphor geschieht direct, bedarf einer nur geringen Unterstützung durch Wärme und kann in graduirten Röhren vorgenommen werden, um dann den Stickstoff zu messen, oder in gewogenen Röhren, in denen der Phosphor zwischen Baumwolle vertheilt ist.

durch Wasserstoff, Die Verbindung des Sauerstoffs mit dem hinzugefügten gemessenen Volum Wasserstoff wird in kalibrirten starken Glasröhren mit eingeschmolzenen Drähten (Eudiometerröhren) durch den elektrischen Funken (s. oben Fig. 8.) oder in gewöhnlichen graduirten Röhren durch Platinschwammpillen (s. oben p. 22.) bewerkstelligt.

durch Kupfer. Am sichersten bestimmt man die beiden Hauptbestandtheile der Luft, wenn man durch ein mit fein vertheiltem Kupfer gefülltes gewogenes Rohr, welches mit Hähnen versehen und luftleer gepumpt ist und mit einer ebenfalls gewogenen und luftleeren Glaskugel in Verbindung steht, die trockne und kohlensäurefreie Luft eintreten läfst, ihren Sauerstoff durch Glühen des Kupfers mit diesem verbindet und den Stickstoff in der luftleeren Kugel auffängt, wenn man also beide Bestandtheile dem Gewichte nach bestimmt — den Sauerstoff durch Gewichtszunahme des Kupfers, den Stickstoff durch directe Wägung.

Stickoxydul, $\dot{N}$. §. 41. Die Verbindungen des Stickstoffs mit Sauerstoff, welche nicht zu den Säuren gehören, sind das **Stickoxydul** und **Stickoxyd**, deren Sauerstoffgehalt bei gleicher Menge Stickstoff im Oxydul : Oxyd = 1 : 2 sich verhält.

Darstellung. Aus salpetersaurem Ammoniak entsteht beim Erhitzen

Wasser und Stickoxydul, indem $\frac{3}{5}$ des Sauerstoffs der Salpetersäure sich mit dem Wasserstoff des Ammoniaks verbinden und der Stickstoff des Ammoniaks und der Salpetersäure mit den übrigen $\frac{2}{5}$ Sauerstoff der Salpetersäure (NH^3 $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N} = 2\dot{N}$ und $4\dot{H}$). Diese Zerlegung findet statt bei ungefähr 300° und ist vollkommen nach der Formel, wenn nicht die Erhitzung zu plötzlich geschieht; sonst enthält das Gas Stickoxyd oder Ammoniak. Es ist von Priestley 1776 entdeckt.

§. 42. Stickstoffoxydul ist ein bei der gewöhnlichen Temperatur permanentes Gas, welches bei + 7° C. durch 50 Atmosphären Druck flüssig, und ähnlich wie bei der Kohlensäure auch fest dargestellt werden kann. Das Gas ist farb- und geruchlos, spec. Gewicht 1,5246 (gefunden 1,527). Wasser löst davon $\frac{3}{4}$ seines Volums auf und schmeckt süfslich. Das Gas, eingeathmet, berauscht und ist daher Lustgas genannt worden. Thiere sterben darin an fortgesetztem Rausche. Brennende Körper sind im Stande es zu zerlegen, wenn sie angezündet in das Gas hineingebracht werden. Kohle. Schwefel brennt darin mit gelblich rother Flamme, Phosphor wie im Sauerstoffgas. An der Luft und im Sauerstoffgas verändert es sich nicht. Eigenschaften.

Dem Volum nach besteht es aus 2 Vol. Stickgas und 1 Vol. Sauerstoffgas condensirt zu 2 Vol. $\dot{N}$ oder aus 1 Vol. $N + \frac{1}{2}$ Vol. O, condensirt zu 1 Vol. $\dot{N}$. Denn wird 1 Vol. desselben durch Kalium (welches sich mit dem Sauerstoff des Gases verbindet) zerlegt, so bleibt 1 Vol. Gas übrig; da nun das spec. Gewicht des Stickoxyduls = 1,527 gefunden ist und 1 Vol. N = 0,972, so ist der Rest = 0,555 d. i. sehr nahe $\frac{1,1057}{2} = \frac{1}{2}$ Vol. O.

§. 43. Stickoxyd erhält man durch Uebergiefsen von Kupfer (Cu) mit Salpetersäure ($\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$) ($3Cu$ u. $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N} = 3\dot{C}u$ u. $\ddot{N}$). Stickoxyd, $\ddot{N}$.

Es ist ein farbloses Gas, mit der Luft in Berührung bildet es rothe Dämpfe, indem es sich höher oxydirt zu $\ddot{\ddot{N}}$, Eigenschaften.

wirkt eingeathmet tödtend, bei einem Druck von 60 Atmosph. noch nicht flüssig, färbt thierische Substanzen gelb, wird vom Wasser nur zu $\frac{1}{20}$ Vol. absorbirt. Giebt an brennende Körper, wenn deren Temperatur hoch genug ist, Sauerstoff ab; mit brennbaren Gasarten entzündet befördert es deren Verbrennung fast mit denselben Erscheinungen, wie der Sauerstoff. Die Eisenoxydulsalze absorbiren, eben so wie die schwefligsauren Salze Stickoxyd, die erstern indem sie sich rothbraun, fast schwarz färben. Wird das Stickoxyd, wie das Stickoxydul, mit Kalium zerlegt, so hinterläſst 1 Vol. Stickoxyd die Hälfte seines Vol. Stickstoff. Da nun das spec. Gewicht des Stickoxyds gefunden ist = 1,039, so ist

$$1{,}039 - 0{,}486 \left(\frac{0{,}972}{2}\right) = \text{der Hälfte von } 1{,}1057\ (0{,}5528)$$

also $0{,}486 + 0{,}5528 = 1{,}0388$, also nahe so viel als der Versuch ergab.

Stickstoff und Wasserstoff, Ammoniak.

§. 44. Die Verbindung des Stickstoffs mit Wasserstoff, das **Ammoniak**, wird aus Salmiak (NH^3HCl) und Kalkerde ($\dot{C}a$) dargestellt. Man fängt das Gas entweder über Quecksilber auf, oder läſst es von Wasser absorbiren; zu letzterm Zweck bedient man sich des Apparats Fig. 12.

Fig. 12.



Auf das Gemenge von Salmiak und Kalkerde (gebranntem Kalk), welches im Ballon *k* liegt, wird durch den Trichter *h* nach und nach Wasser gegossen und das entweichende

Gas in dem Wasser der Flasche *t* aufgefangen ($\dot{C}a$ und $NH^3HCl = CaCl$, $\dot{H}$ und NH^3).

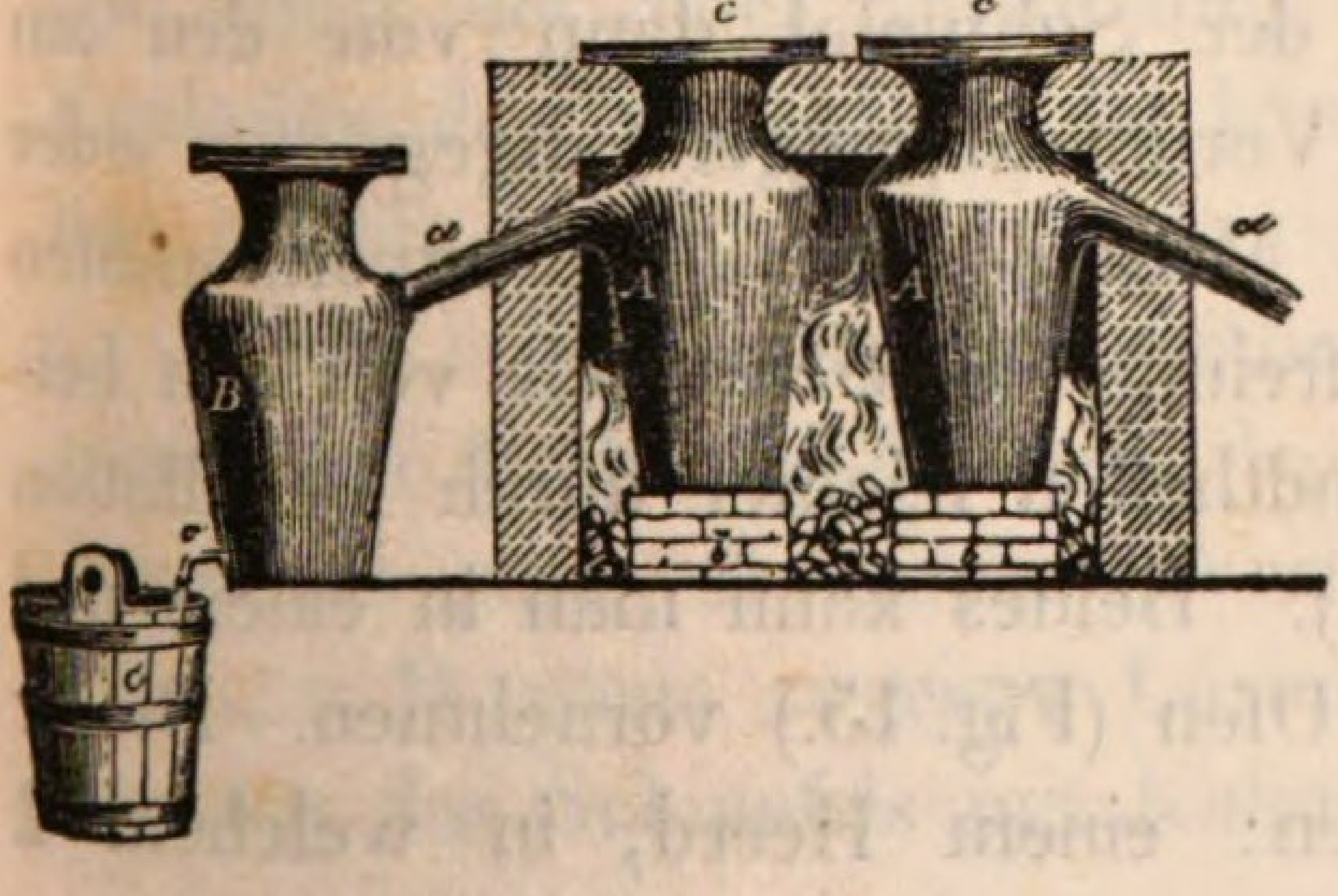
§. 45. Ammoniak ist ein farbloses, erstickend riechendes Gas von 0,5967 spec. Gew., (gefunden) 0,5897 (berechnet) $\left(1\frac{1}{2}.\ 0{,}0691 + \frac{0{,}972}{2}\right)$. Bei + 10° und einem Druck von $6\frac{1}{2}$ Atmosph., auch bei — 40° wird es flüssig. Wasser absorbirt eine grofse Menge Ammoniak, und eine solche Lösung heifst Ammoniakflüssigkeit oder Salmiakgeist. Je geringeres spec. Gewicht, desto mehr enthält sie Ammoniak und desto niedriger ist ihr Kochpunkt, Wasser bei 0° gesättigt, kocht bei + 10°. Ausführlicheres s. u. Metalle. Eigenschaften.

4. Schwefel (S = 200,00) Sulphur.

§. 46. Er findet sich gediegen d. h. nicht in chemischer Verbindung mit andern Stoffen, namentlich in vulkanischen Gegenden z. B. in Sicilien, 2) in Vereinigung mit Metallen, welche häufig „Kiese" heifsen z. B. Schwefelkies (FeS^2) Kupferkies ($\acute{C}u\dddot{F}e$), 3) in Verbindung mit Sauerstoff als Schwefelsäure und dann gewöhnlich an basische Oxyde gebunden z. B. an Kalkerde, Bleioxyd, an Kupferoxyd, Eisenoxydul, welche letztere Verbindungen vom Mineralogen Vitriole genannt werden, 4) auch im Thier- und Pflanzenreiche, aber dann nur in geringer Menge. Vorkommen.

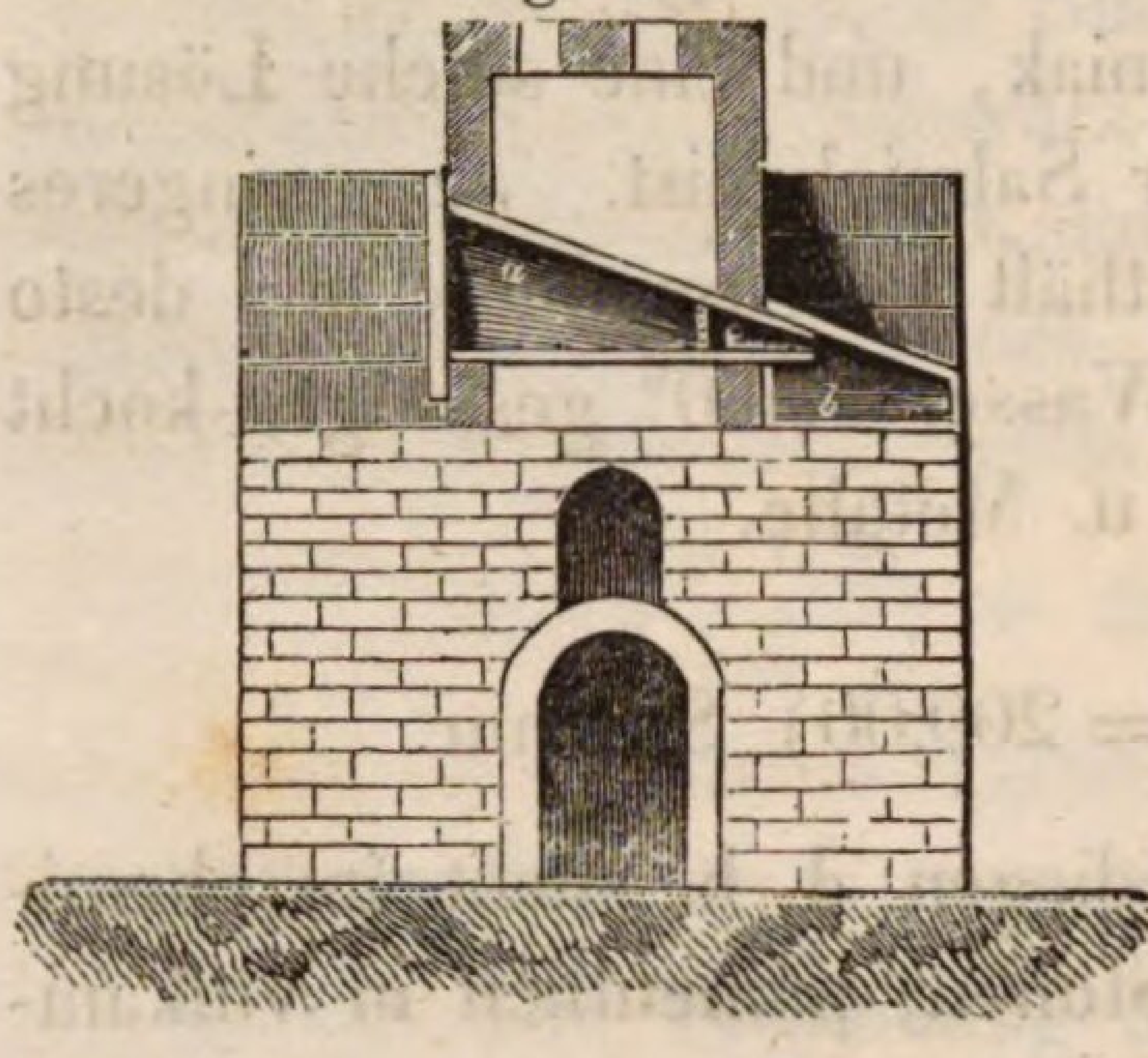
§. 47. Der meiste Schwefel wird aus dem gediegenen gewonnen, welcher aus dem Gestein, in welchem er sich findet, ausgeschmolzen oder von demselben durch Destillation in grofsen irdenen Krügen *A* abgeschieden wird. (Fig. 13.) In *B* sammelt sich der flüssige Schwefel an und tropft durch *o* in den mit Wasser gefüllten Untersatz *C*. Gewinnung.

Fig. 13.



Von den Schwefelmetallen wird hauptsächlich der Schwefelkies und Kupferkies zur Darstellung von Schwefel benutzt, indem man diese Mineralien entweder in irdenen Röhren *a* (Fig. 14.), von denen 12—24 über einer Feuerung liegen, erhitzt und die entweichenden Schwefeldämpfe in eisernen mit Wasser gefüllten Behältern *b* condensirt, oder indem man auf eine Schicht Reifsholz die Kiese pyramidenförmig aufschichtet und das Holz anzündet, nachdem der Haufen mit einer Schicht trockner Erde bedeckt ist. Die Verbrennung pflanzt sich, auch wenn das Brennmaterial verzehrt ist, durch die Masse des Erzes fort. Auf der obern horizontalen Fläche des Haufens befinden sich mehre Vertiefungen, in denen sich der flüssige Schwefel ansammelt und von hier dann in Eimer geschöpft wird. Nachdem sich eine gehörige Quantität angesammelt hat, wird er umgeschmolzen und in hölzerne Formen zu Stangen gegossen, wie der neapolitanische Rohschwefel.

Fig. 14.



Destillation der Kiese.

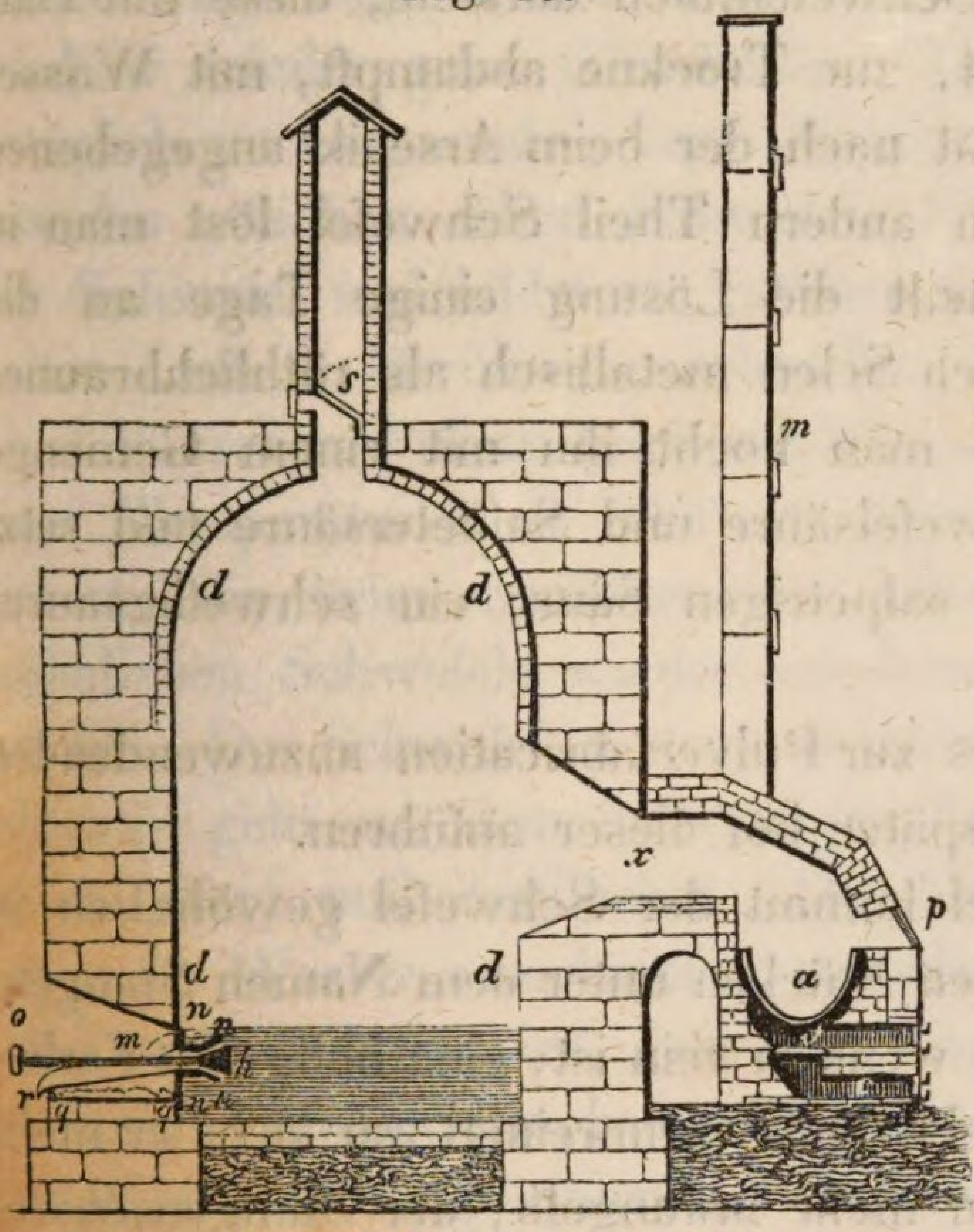
Reinigung des Schwefels.

§. 48. Der Rohschwefel ist meist verunreinigt mit erdigen Theilen, die bei dem Destilliren (Fig. 13.) mit übergerissen sein können, auch mit Schwefelarsenik und Selen, wenn er aus Kiesen dargestellt ist. Man reinigt ihn defshalb durch nochmaliges Schmelzen, wobei die erdigen schweren Beimengungen sich setzen, die leichteren durch Schaumkellen abgeschöpft werden und der Schwefel dann von den am Boden liegenden erdigen Verunreinigungen abgegossen oder abgeschöpft wird. Diese Methode ist aber unvollkommen und man erreicht eine Befreiung des Schwefels von den beigemischten erdigen Bestandtheilen leichter durch Destillation oder Sublimation (s. p. 39.). Beides kann man in einem und demselben (Michelschen) Ofen (Fig. 15.) vornehmen. Dieser besteht aus zwei Räumen: einem Heerd, in welchem 2

eiserne Kessel *a* eingemauert sind, über denen sich gewölbte gemauerte Canäle *x* befinden, und einer Kammer *dd*, zu der die Canäle führen. Durch die Thür *p* werden die Kessel gefüllt, die Thür aber wird während des Brennens luftdicht verschlossen. Das aus dem erhitzten Kessel entweichende Schwefelgas tritt in die Kammern, und schlägt sich hier als feines Pulver (Schwefelblumen) nieder. Wird die Heitzung nur einige (2—3) Tage fortgesetzt und dann die Schwefelblumen herausgenommen, so erkaltet die Kammer so, daſs bei neuem Brennen sich wieder Schwefelblumen bilden; setzt man aber das Heitzen 6—7 Tage hinter einander fort, so steigert sich die Temperatur in der Kammer so sehr, daſs die schon darin befindlichen Schwefelblumen schmelzen und der geschmolzene Schwefel dann durch unten in den Mauern befindliche mit Pfropfen *h* verschlieſsbare Oeffnungen *nn* abgelassen werden kann. Die Kammer hat einen Schornstein, der mit einer Klappe *s* versehen ist, diese öffnet sich von selbst bei einer Entzündung und dadurch entstandenen Explosion des Schwefels, die häufig im Anfang der Destillation eintritt.

Schwefelblumen. Schwefelblüthe.

Fig. 15.



§. 49. In ganz fein vertheiltem Zustande von mehr weiſslicher Farbe erhält man den Schwefel durch Ausscheidung aus einer chemischen Verbindung desselben mit Metallen, z. B. wenn zu einer Lösung von Schwefelleber (Verbindung des Schwefels mit Kalium) eine Säure hinzugefügt

Schwefelmilch.

wird. Dieser Schwefel heifst gewöhnlich Schwefelmilch, sulphur praecipitatum, lac sulphuris.

Erkennung des Arseniks und Selens im Schwefel.

§. 50. Um den Schwefel von Schwefelarsenik und Selen zu reinigen, reicht weder Sublimation, noch Destillation hin, weil diese Substanzen auch flüchtig sind. Man entdeckt sie am besten, indem man aus einem Theil des zu untersuchenden Schwefels Schwefelmilch darstellt, diese mit Salpeter-Salzsäure erhitzt, zur Trockne abdampft, mit Wasser auszieht und das Filtrat nach der beim Arsenik angegebenen Methode prüft. Einen andern Theil Schwefel löst man in Kalilauge auf und stellt die Lösung einige Tage an die Luft, dann scheidet sich Selen metallisch als röthlichbraunes Pulver aus. Besser: man kocht ihn mit einem Gemenge aus concentrirter Schwefelsäure und Salpetersäure und setzt nach Austreibung der salpetrigen Säure ein schwefligsaures Salz hinzu.

Die Reinigung des zur Pulverfabrication anzuwendenden Schwefels werde ich später bei dieser anführen.

Eigenschaften des Schwefels.

§. 51. Im Handel kommt der Schwefel gewöhnlich in Gestalt von cylindrischen Stücken unter dem Namen Stangenschwefel vor. Er hat, wenn er rein ist, eine hellgelbe Farbe; ist er mit viel Schwefelarsenik verunreinigt, so sieht er mehr rothgelb aus, mit Selen mehr braungelb; der Stangenschwefel besitzt bisweilen diese Verunreinigungen. Der Schwefel nimmt Krystallform an, sowohl wenn er geschmolzen, die Kruste, welche sich auf dem erkaltenden Schwefel bildet, durchstofsen und der noch darunter befindliche flüssige Schwefel ausgegossen wird, als auch wenn der Schwefel in einem seiner Lösungsmittel, z. B. Schwefelkohlenstoff, aufgelöst und dieses verdunstet wird. In beiden Fällen nimmt der Schwefel nicht dieselbe Krystallform an, sondern im erstern scheidet er sich in schiefen rhombischen Prismen, im zweiten in Rhombenoctaedern aus; der Schwefel ist also dimorph (s. oben §. 10.). In Rhombenoctaedern kommt auch der natürliche krystallisirte Schwefel vor. — Bei 111,°5 schmilzt der Schwefel zu einer durchsichtigen gelben Flüssigkeit, welche

Dimorphie.

beim Erkalten zu einer festen gelben Masse erstarrt. Bis 200° erhitzt und eine längere Zeit bei dieser Temperatur erhalten, wird der Schwefel sehr dickflüssig und dunkelbraun, giefst man ihn kurz vor dem Kochpunkt aus dem Gefäfs in kaltes Wasser, so erstarrt er nicht sogleich, sondern behält seinen zähen Zustand und die braune Farbe mehre Tage lang; erhitzt man ihn über + 200° hinaus, so wird er wieder ganz dünnflüssig. Das spec. Gewicht des natürlich vorkommenden krystallinischen Schwefels ist 2,06, das des weichen zähen Schwefels 1,957. Bei 420° kocht der Schwefel und bildet ein rothbraunes Gas, welches, mit kalter Luft in Berührung gebracht, sich zu einem gelben krystallinischen Pulver (Schwefelblumen), aber in Luft von einer Temperatur über 112° zu braungelben Tropfen condensirt, die beim Erstarren die hellgelbe Farbe des gewöhnlichen Schwefels wieder annehmen und undurchsichtig werden. Der Schwefel ist also sublimirbar (d. h. der Schwefeldampf geht aus dem luftförmigen Zustand sogleich in den festen über) und destillirbar. Der feste Schwefel läfst sich nur unter Wasser zweckmäfsig zerreiben, weil er durch Reibung so elektrisch wird, dafs sich Theilchen an Mörser und Reibkeule anhängen und durch gegenseitiges Abstofsen aus dem Gefäfs herausgeschleudert werden. Schwefel löst sich in fetten Oelen, Steinöl, alkalischen Laugen, Schwefelkohlenstoff und Chlorschwefel.

Verbindungen des Schwefels

§. 52. Mit Sauerstoff liefert der Schwefel nur Säuren, welche bei diesen abgehandelt werden; mit Wasserstoff eine sogenannte Wasserstoffsäure, den Schwefelwasserstoff, einen gasförmigen Körper, der seinen Platz unter den Wasserstoffsäuren finden wird.

mit Stickstoff,

§. 53. Schwefelstickstoff, den man nur auf indirecte Weise durch Zerlegung des Schwefelchlorid-Ammoniaks (s. unten §. 73.) erhält, ist ein gelber, pulverförmiger Körper, der langsam bis 140° erhitzt, sich ruhig zersetzt, bei schnellem Erhitzen aber und durch Schlag explodirt. Er besteht aus NS^3.

mit Metallen. §. 54. In chemischer Beziehung steht der Schwefel dem Sauerstoff sehr nahe, er geht eben so zahlreiche Verbindungen ein und seine Verwandtschaft zu manchen einfachen Körpern ist so grofs, dafs die Verbindung desselben mit solchen Substanzen sehr häufig mit Lichtentwickelung verbunden ist. Diese findet z. B. statt, wenn in Schwefeldampf feines Kupferblech gebracht wird. Eben so wie der Sauerstoff, verbindet sich auch der Schwefel mit vielen Körpern in mehren Proportionen, und zwar kennt man fast für jede Oxydationsstufe eine proportionale (correspondirende) Schwefelungsstufe, in der für jedes Aequiv. O der Oxydationsstufe ein Aequiv. S enthalten ist, z. B.

$\dot{\bar{C}}u$=Kpfroxydul $\acute{\bar{C}}u$=Halbschwefelkpfr. $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\bar{A}}s$ arsen. Säure :: $\overset{\prime\prime\prime}{\bar{A}}s$

$\dot{C}u$= - oxyd $\acute{C}u$=Einfach - $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{A}}s$ Arseniks. :: $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\bar{A}}s$

So wie mehre Sauerstoffverbindungen (die basischen Oxyde mit den Säuren) unter einander sich verbinden, so vereinigen sich auch gewisse Schwefelverbindungen unter einander zu salzartigen Körpern, in denen die eine Schwefelverbindung dem basischen Oxyd, die andere dem sauren Oxyd (der Säure) entspricht und diese Verbindungen werden Schwefelsalze genannt. Es verbindet sich z. B. die Arseniksäure mit Natriumoxyd (Natron) zu einem Sauerstoffsalze $\dot{N}a^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{A}}s$, das diesem Salze entsprechende Schwefelsalz, in welchem jedes Aeq. O durch ein Aeq. S ersetzt ist, ist $\acute{N}a^2\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\bar{A}}s$ (Natrium-Arseniksulphid). Diejenigen Schwefelverbindungen, welche die Stelle der Säure im Sauerstoffsalze vertreten (die elektronegativen), heifsen **Sulphide**, die basischen **Sulphurete** *).

5. Selen (Se = 495,00) Selenium.

Vorkommen. §. 55. Es kommt überhaupt nur selten, nie gediegen, sondern stets in Verbindung mit Metallen, gewöhnlich mit

*) Gleiche Eigenschaft, Salze zu bilden, haben auch das Selen und Tellur und es sind daher O, S, Se und Te, die corpora

Blei vor. Am reichlichsten findet sich das Selenblei mit silberhaltigen Bleierzen auf dem Harze. Der schlammige Absatz in den Bleikammern der Schwefelsäurefabriken (s. u.) enthält auch bisweilen neben andern Stoffen Selen, besonders wenn zur Schwefelsäuredarstellung Schwefelmetalle angewendet wurden, die mit einem Selenmetall (gewöhnlich Selenblei) gemengt waren.

Darstellung aus Selenblei,

§. 56. Selenblei wird mit salpetersaurem Natron ($\dot{N}a\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$) geschmolzen, wodurch auf Kosten des Sauerstoffs der Salpetersäure eine Oxydation sowohl des Blei's zu Bleioxyd als des Selens zu Selensäure statt findet, welche letztere sich mit dem Natron zu selensaurem Natron, $\dot{N}a\,\dddot{Se}$, verbindet. Die geschmolzene Masse wird mit Wasser ausgekocht, welches Bleioxyd zurückläfst und selensaures Natron auflöst. Durch Abdampfen erhält man das letztere in Krystallen, welche mit Salmiak (NH^3HCl) gemengt und erhitzt werden. Dabei zerlegen sich beide Salze unter Entwickelung von Stickstoff und wenn man die trockne Masse mit Wasser auszieht, so löst sich Chlornatrium und Selen bleibt zurück (NH^3HCl und $\dot{N}a\,\dddot{Se} = N,\ 4\dot{H}$ und $NaCl$).

aus dem Schlamm der Schwefelsäurekammern.

Aus dem Schlamm der Schwefelsäurekammern gewinnt man das Selen, wenn der Schlamm mit einer Auflösung von Kalihydrat (s. u.) in Wasser gekocht und die Lösung der Einwirkung der Luft ausgesetzt wird. Das Selen verbindet sich mit dem Kalium des Kalihydrats zu Selenkalium, KSe, und dieses wird durch den Sauerstoff und die Kohlensäure der Luft wieder zersetzt, wobei Selen als feines rothes Pulver sich ausscheidet.

Eigenschaften.

§. 57. Als dichte Masse in gröfsern Stücken hat es eine schwarzbraune Farbe, einen spiegelnden metallischen Glanz und einen muschligen Bruch, in dünnen Scheiben, z. B. zwischen zwei Glasplatten im flüssigen Zustande breit

amphigenia (ἄμφω beides, γεννάω erzeugen) genannt worden, weil sie beides (Basen und Säuren nämlich) bilden können, und ihre Salze hat man Amphidsalze genannt.

gedrückt, ist es mit rubinrother Farbe durchsichtig, und im fein vertheilten Zustande, als Pulver aus seiner Lösung in Kali ausgeschieden, sieht es zinnoberroth aus. Beim Erwärmen wird es weich und bei etwas über 100° C. schmilzt es, bei ungefähr 700° kocht es und verwandelt sich in ein dunkelgelbes Gas, welches mit kalter Luft in Berührung zu einem feinen rothen Pulver sich verdichtet. Es ist bei gewöhnlicher Temperatur spröde und brüchig wie Glas, ein schlechter Leiter der Elektricität, aber auch selbst nur unbedeutend idioelektrisch. Sein spec. Gewicht ist = 4,3. Beim Zutritt der Luft erhitzt verbrennt es mit blauer Flamme und verbreitet einen Geruch nach faulem Rettig; es oxydirt sich dabei zu Selenoxyd, welches den eigenthümlichen Geruch verursacht und zu seleniger Säure. In seinen chemischen Eigenschaften ist das Selen dem Schwefel am ähnlichsten. Es geht, wie dieser, sehr viele Verbindungen ein, sowohl mit Metalloïden als auch mit Metallen. Gewisse Selenverbindungen können sich mit einander zu Selensalzen verbinden.

Mit Sauerstoff bildet das Selen 3 Oxydationsstufen, ein Oxyd und zwei Säuren (s. u.), mit Wasserstoff eine dem Schwefelwasserstoff ähnliche Gasart, mit Schwefel zwei Sulphide.

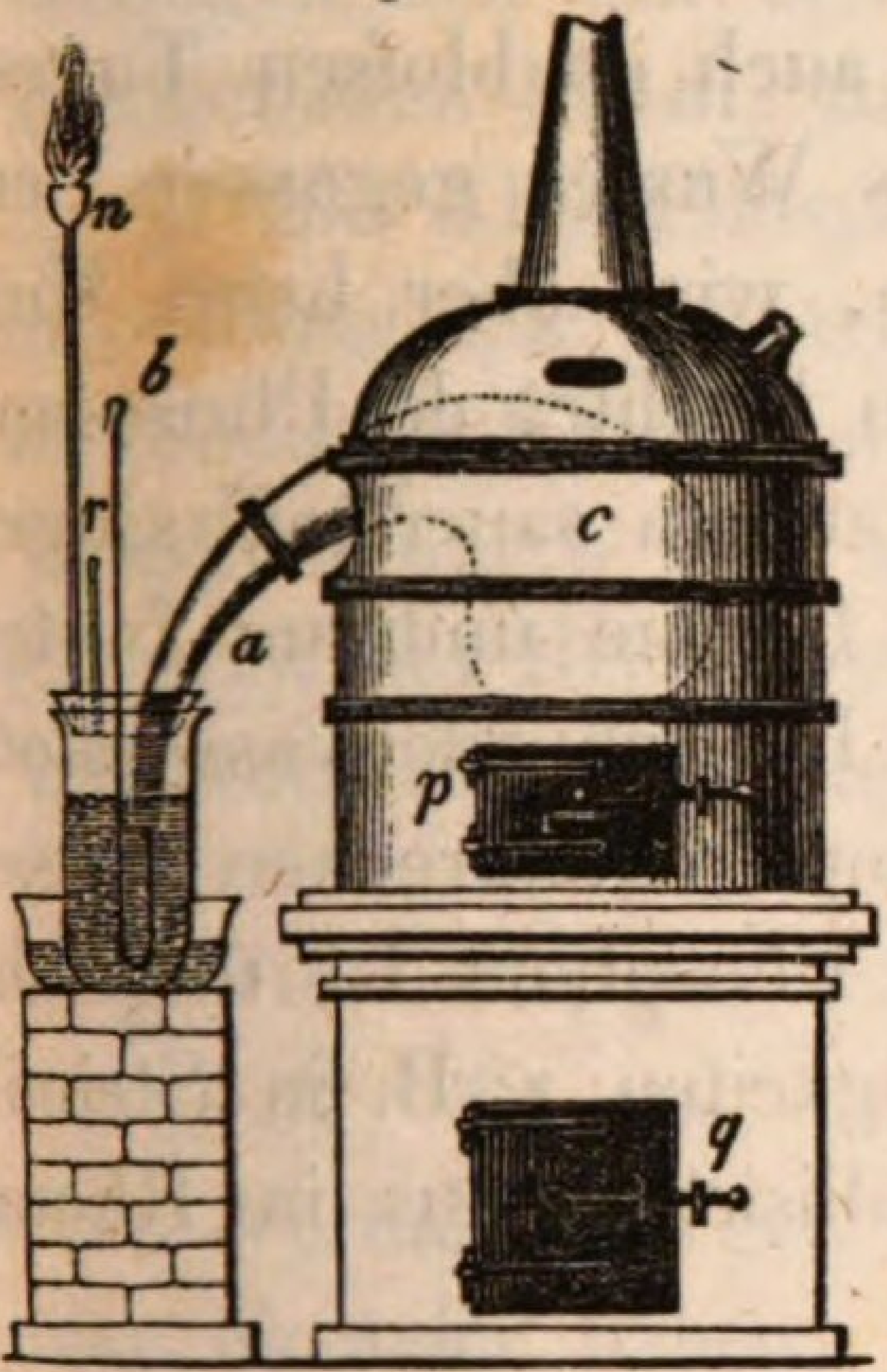
§. 58. Der Name dieses Metalloïds ist dem Griechischen σελήνη (Mond) entlehnt, weil dasselbe in seinem Verhalten viel Aehnlichkeit mit dem Tellur (von tellus, die Erde, so benannt) zeigt.

6. Phosphor (P = 392,00) Phosphorus.

Vorkommen. §. 59. Nie gediegen, meistens mit Sauerstoff in Verbindung als Phosphorsäure und diese an Basen, namentlich an Kalkerde, gebunden. Er findet sich im Mineralreich und in thierischen Körpern, von letztern bildet er einen Bestandtheil des Fleisches, namentlich aber das feste Gerüst, denn die Knochen bestehen gröſstentheils aus phosphorsaurer Kalkerde.

§. 60. Fein gepulverte weifsgebrannte Knochen werden mit verdünnter Schwefelsäure übergossen, welche mit dem gröfsten Theile der Kalkerde als schwerlösliche Verbindung sich niederschlägt. Die Lösung, aus Phosphorsäure, Schwefelsäure und sehr wenig Kalkerde bestehend, wird abfiltrirt, in einem eisernen Gefäfse eingedampft und bis zur Rothgluth erhitzt, wobei sich die Schwefelsäure verflüchtigt. Der trockne, mit $\frac{1}{4}$ Gewichtstheil (der angewandten Knochen) pulverisirter Holzkohle vermischte Rückstand wird hierauf in Darstellung.

Fig. 16.



einer thönernen Retorte *c* so lange der stärksten Weifsglühhitze ausgesetzt, als noch Phosphor durch das kupferne Rohr *a* überdestillirt. Die Holzkohle entzieht der Phosphorsäure Sauerstoff, Kohlenoxydgas entweicht durch die Röhren *n* und *r* und Phosphor durch das Rohr *a* ($\dddot{P}$ und $5C = P$ und $5\dot{C}$). Durch den Draht *b* kann etwa erstarrter Phosphor, welcher das Rohr *a* zu verstopfen droht, entfernt werden. Der gewonnene Phosphor wird gewöhnlich in einem besondern Apparat unter Wasser noch einmal umgeschmolzen und in die Form kleiner Stangen von ungefähr $\frac{1}{2}$ Zoll Dicke gebracht. Die Ausbeute ist ungefähr von 9 Th. Knochen 1 Th. Phosphor.

§. 61. Frisch dargestellter reiner Phosphor ist bei niedriger Temperatur spröde, farblos und durchsichtig, bei $+ 15—20^0$ weich und biegsam, schmilzt bei $+ 35^0,8$, kocht bei $+ 290^0$ und bildet ein farbloses Gas, welches sich in den kältern Theilen des Apparats zu Tropfen verdichtet, von denen manche oft lange noch flüssig bleiben, selbst wenn sie weit unter ihren Schmelzpunkt abgekühlt sind. Mit der Luft in Berührung raucht er stark, indem er sich verflüchtigt und schnell Sauerstoff aufnimmt; durch die hierbei entstehende Wärmeentwickelung steigert sich die Temperatur Eigenschaften.

bis zu seiner Entzündung (75°). Daher wird Phosphor stets unter Wasser aufbewahrt. Hierbei erleidet er jedoch eine eigenthümliche Veränderung: er wird nach und nach, bei etwas höherer Temperatur, z. B. 40°, ziemlich schnell mit einer milchweifsen undurchsichtigen Haut bedeckt, die, aufser dem höhern Schmelzpunkt von + 43°, ganz dieselben Eigenschaften wie der durchsichtige Phosphor hat. Lange Zeit dem Lichte ausgesetzt, färbt sich die Oberfläche des Phosphor schön zinnoberroth und dies geschieht sowohl unter Wasser, als auch in Gasen und im luftleeren Raume, sowohl im directen Sonnenlicht, als auch im blofsen Tageslicht. Geschmolzen und in eiskaltes Wasser gegossen, erstarrt er zu einer schwarzen Masse, wird aber beim Umschmelzen wieder weifs. Im Finstern leuchtet der Phosphordampf nicht blos in der Luft und andern sauerstoffhaltigen Gasen, sondern auch im luftleeren Raume und am besten im Stickstoffgas; manche Gase, z. B. Schwefelwasserstoff, Leuchtgas, Aether und Alkoholdampf unterbrechen dieses Leuchten. Das spec. Gewicht des Phosphors ist ungefähr 1,75. Er löst sich in mehren Flüssigkeiten z. B. in Steinöl, Schwefelkohlenstoff u. a. und krystallisirt daraus in Rhombendodekaëdern.

Phosphoroxyd.

§. 62. Mit Sauerstoff bildet der Phosphor das Phosphoroxyd und mehre Säuren (s. u.). Das Phosphoroxyd entsteht durch Verbrennung des unter Wasser geschmolzenen Phosphors vermittelst Zuleiten von Sauerstoffgas. Es ist ein rothes Pulver und besteht aus P^2O.

Phosphorwasserstoffe.

§. 63. Mit Wasserstoff verbindet sich der Phosphor in mehren Verhältnissen zu einem festen, P^2H, flüssigen, PH^2, und luftförmigen, PH^3, Phosphorwasserstoff. Der flüssige ist ein farbloser Körper, der sich durch Zerlegung von Phosphorcalcium mit verdünnter Salzsäure bildet (Ca^2P und $2HCl = 2CaCl$ und PH^2) und an der Luft entzündet; der feste und gasförmige entstehen durch Zersetzung des flüssigen vermittelst Wärme, ersterer ist gelb und entzündet sich bei 200°, letzterer ist farblos und entzündet sich von

selbst, wenn er eine kleine Menge des flüssigen beigemengt enthält.

§. 64. Ob das weifse Pulver, welches durch Einwirkung des Ammoniaks auf Chlorphosphor erhalten wird, Phosphorstickstoff sei, ist zweifelhaft. Phosphorstickstoff?

§. 65. Mit Schwefel geht Phosphor mehre Verbindungen ein und läfst sich überhaupt in allen Verhältnissen mit ihm zusammenschmelzen. Die Sulphide sind den Oxydationsstufen des Phosphors proportional zusammengesetzt und vereinigen sich mit den Schwefelmetallen, welche basische Eigenschaften haben, zu löslichen Schwefelsalzen. Schwefelphosphor.

§. 66. Der Phosphor findet jetzt eine sehr verbreitete Anwendung zur Darstellung der Reibzündhölzer, und diese Anwendung beruht auf der leichten Entzündlichkeit des Phosphors durch eine so geringe Temperaturerhöhung, wie sie durch das Reiben des mit arabischen Gummi vermengten Phosphors an einer rauhen Fläche hervorgebracht wird.

Die Gruppe der Haloïde oder Salzbilder.

§. 67. Es sind fünf Körper, welche in ihrem chemischen Verhalten gegen andere Stoffe so grofse Aehnlichkeit unter einander haben, dafs man sie zweckmäfsiger Weise zu einer Gruppe zusammenstellt. Ihren Namen hat diese Gruppe von der gemeinsamen characteristischen Eigenschaft jener Körper, mit den Metallen salzähnliche (Griech. ἁλοειδής) Verbindungen einzugehen, welche ihren physikalischen Eigenschaften nach die gröfste Aehnlichkeit mit den Sauerstoffsalzen besitzen, aber weil sie nicht nach Analogie dieser letztern zusammengesetzt sind, Haloidsalze (d. h. salzähnliche Salze) genannt werden, und die elektronegativen Bestandtheile jener Salze heifsen Haloïde. Vier von den Haloïden sind einfache Körper, nämlich Chlor, Brom, Jod und Fluor, der fünfte aber ein zusammengesetzter: das Cyan. Aufser der eben genannten Eigenschaft besitzen vornehmlich noch eine andre die Haloïde: nämlich die starke Verwandtschaftskraft zum Wasserstoff. Mit diesem bilden sie

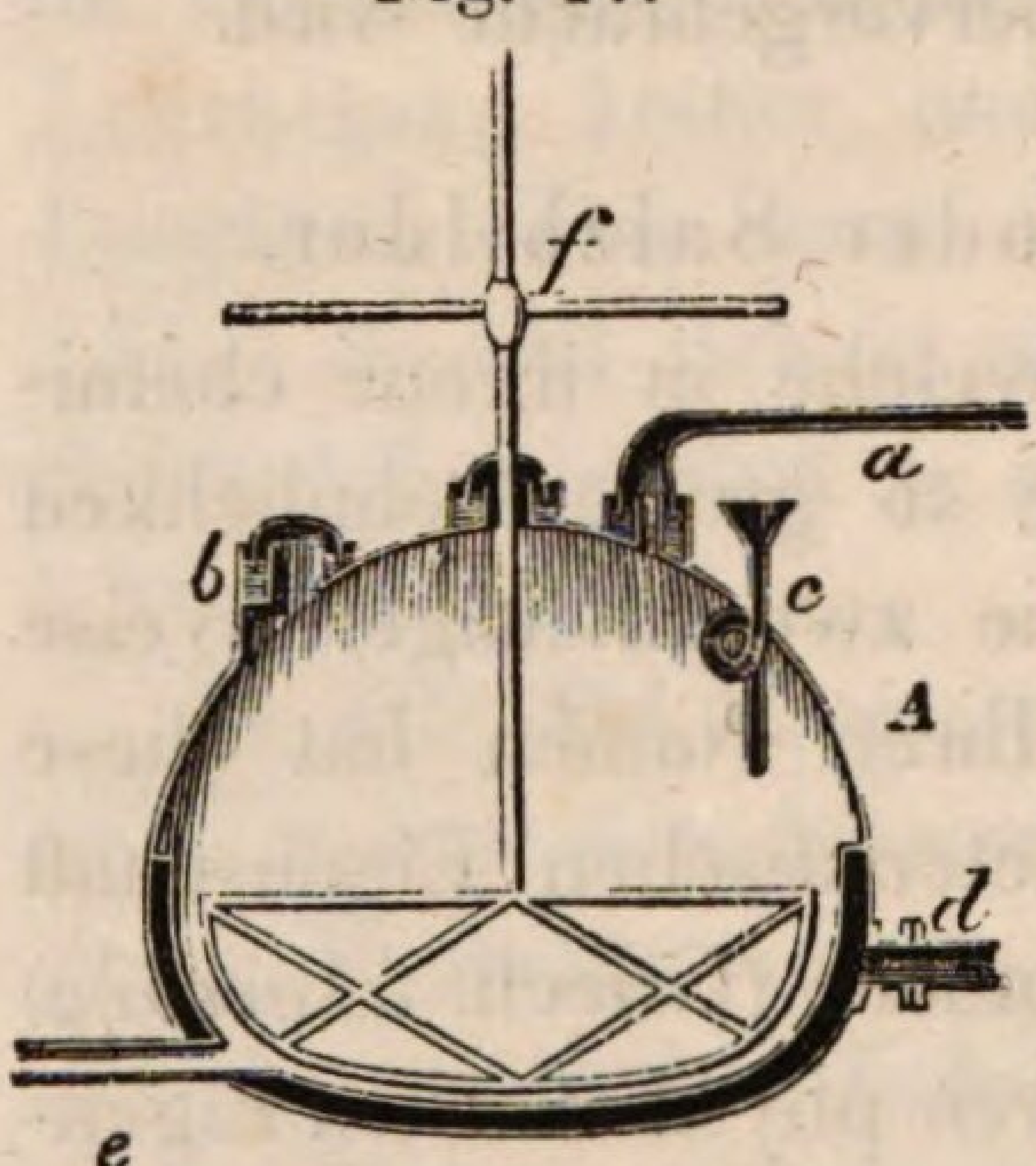
Säuren, welche mit zu den stärksten gehören, die die Chemie kennt.

7. Chlor ($Cl = 443{,}3$) Chlorum.

Vorkommen. §. 68. Nie im isolirten Zustande, meistentheils mit Metallen verbunden, besonders häufig mit Natrium. Das Chlornatrium oder Kochsalz, in welchem das Chlor $60\frac{1}{3}$ pCt. beträgt, ist sehr verbreitet sowohl im Meere (Seesalz) als auch in der Erde (Steinsalz).

Darstellung. §. 69. Im Grofsen wird das Chlor aus dem Kochsalz dargestellt. Man übergiefst ein Gemenge von 3 Gewichtsth. Kochsalz (Chlornatrium $NaCl$) und 2 Th. Braunstein (Mangansuperoxyd $\ddot{Mn}$) mit 5 Th. verdünnter Schwefelsäure ($\dot{H}\dddot{S}$ und 4 Th. Wasser) in einem Bleigefäfs *A*, welches mit einer bleiernen Ableitungsröhre *a* versehen ist, und erhitzt die Masse, so lange sich noch Gas entwickelt. Der chemische Procefs hierbei ist folgender: die Schwefelsäure zerlegt unter Mitwirkung des Wassers das Kochsalz, der Sauerstoff des Wassers vereinigt sich mit dem Natrium zu Oxyd und dieses mit der Schwefelsäure zu schwefelsaurem Natriumoxyd ($NaCl$ und $\dot{H}\dddot{S} = \dot{Na}\dddot{S}$ und HCl), das Chlor aber bildet mit dem Wasserstoff des Wassers Chlorwasserstoffsäure, welche durch 1 Th. des Sauerstoffs vom Braunstein in Wasser und Chlor zerlegt wird (HCl, $\ddot{Mn}$ und $\dddot{S} = Cl$, $\dot{H}$ und $\dot{Mn}\dddot{S}$), während der andere Theil Sauerstoff mit dem Mangan verbunden bleibt zu Manganoxydul, welches sich mit der übrigen Schwefelsäure zu einem Salze verbindet: $NaCl$, $2\dot{H}\dddot{S}$ und $\ddot{Mn} = \dot{Na}\dddot{S}$, $\dot{Mn}\dddot{S}$, $2\dot{H}$ und Cl. Da die Chlorwasserstoffsäure ein Handelsartikel ist, so pflegt man sich in kleinern Quantitäten das

Fig. 17.



Chlor aus der Chlorwasserstoffsäure und dem Braunstein in Glasgefäfsen darzustellen, es wird aber bei dieser Darstellungsweise nicht alles Chlor frei, was in der Säure enthalten ist, denn 2HCl und $\ddot{M}n$ = 2$\dot{H}$, MnCl und Cl.

§. 70. Das Chlor ist ein gelbgrünes (χλωρὸς) Gas, von 2,44 spec. Gewicht. Es hat einen eigenthümlichen Geruch und wirkt beim Einathmen zerstörend auf die Athmungswerkzeuge, rein eingeathmet wirkt es tödtlich, mit Luft vermischt reizt es zu heftigem Husten und verursacht Schnupfen. Brennende Körper verlöschen nicht im Chlorgas, sondern brennen darin mit rufsender Flamme fort. Zu sehr vielen Metallen äufsert es eine so energische Verwandtschaft, dafs die Verbindungen derselben unter Feuererscheinung vor sich gehen, z. B. Antimon, Wismuth u. a. Die organischen Körper werden meistens durch Chlor zerstört, und man wendet diese Eigenschaft, welche sich namentlich in Bezug auf Pflanzenfarben und übelriechende Dünste faulender Thiere oder Pflanzen wirksam zeigt, jetzt häufig zum Bleichen und Desinficiren (Räuchern) an. Wird Chlorgas auf $\frac{1}{4}$ seines ursprünglichen Volums comprimirt, so verdichtet es sich zu einer tief gelblichgrünen Flüssigkeit. Von Wasser wird es langsam gelöst, 1 Maafs Wasser nimmt bei + 10° ungefähr 2½ Maafs Chlor auf, wird blafsgelb und bekommt den Geruch und die Eigenschaft des Chlors, Pflanzenfarben zu bleichen, daher wird eine solche Lösung gewöhnlich Bleichwasser genannt. Bald aber nach der Darstellung, namentlich bei Einwirkung des Sonnenlichts, entwickelt sich aus dem Chlorwasser Sauerstoffgas, indem das Chlor das Wasser zerlegt und mit dessen Wasserstoff sich verbindet. Eigenschaften.

Das Chlor ist einer der wichtigsten Stoffe, theils wegen seines häufigen Vorkommens in der Natur, theils wegen der verbreiteten Anwendung sowohl des isolirten Gases als auch der Verbindungen desselben bei wissenschaftlichen Untersuchungen und bei technischen Operationen, z. B. beim Bleichen der Leinwand, der baumwollenen Zeuge, des Papiers u. a. m.

Bezeichnung der Chlorverbindungen.

§. 71. Verbindungen des Chlors mit andern Körpern giebt es eben so viele und mannichfaltige als des Sauerstoffs und meistentheils entspricht den Verbindungen des letztern (mit den Metallen) auch eine proportional zusammengesetzte Verbindung des Chlors, d. h. es ist an die Stelle von jedem Aequivalent Sauerstoff ein Aequivalent Chlor eingetreten. Für diese Chlorverbindungen giebt es eine analoge Bezeichnungsweise durch die Endungen ür und id u. s. w., so dafs dem Suboxyd das Subchlorür, dem Oxydul das Chlorür, dem Oxyd das Chlorid entspricht, für diejenigen Chlorverbindungen aber, welche elektronegativen Sauerstoffverbindungen, also Säuren, proportional zusammengesetzt sind, hat man die Bezeichnung Superchlorür und Superchlorid gewählt. Beispiele: dem Manganoxydul $\dot{Mn}$ entspricht das Manganchlorür $MnCl$, dem Manganoxyd $\dddot{\overline{Mn}}$ das Manganchlorid $\overline{Mn}Cl^3$, der phosphorigen Säure $\dddot{P}$ das Phosphorsuperchlorür PCl^3, der Antimonsäure $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{Sb}}$ das Antimonsuperchlorid $\overline{Sb}Cl^5$, den Superoxyden entspricht keine Chlorverbindung.

Verbindungen des Chlors.

§. 72. Mit Sauerstoff geht das Chlor 4 Verbindungen ein, mit Wasserstoff verbindet es sich nur in einem Verhältnifs. Alle diese Verbindungen sind Säuren und werden später ausführlich abgehandelt.

Chlorstickstoff.

§. 73. Mit Stickstoff vereinigt sich das Chlor nicht direct, sondern wenn beide Körper zusammentreffen, während der eine aus einer seiner Verbindungen ausgeschieden wird. Leitet man in Ammoniak (NH^3) welches in Wasser gelöst ist, Chlor im Ueberschufs, so bildet sich Chlorwasserstoff und Chlorstickstoff (NH^3 und $6Cl = 3HCl$ und NCl^3). Der Chlorstickstoff ist eine ölartige, gelbe, in Wasser unlösliche Flüssigkeit, an der Luft sich verflüchtigend, von sehr stechendem Geruch und die Augen reizend, merkwürdig durch die heftige Explosion, mit welcher er sich sowohl bei erhöhter Temperatur ($+ 96 — 100^0$) als auch in Berührung mit verschiedenen unorganischen und organischen Körpern (Phosphor, Selen, Arsenik, Baumöl, Terpenthinöl u. a.) in seine gasförmigen Bestandtheile zerlegt.

§. 74. Schwefel und Chlor bilden 5 verschiedene Verbindungen, von denen aber zwei, das Superchlorür und Superchlorid, nicht im isolirten Zustande dargestellt werden können. Die übrigen drei, das Chlorür (S^2Cl), Superchlorür (S^4Cl^3) und das Chlorid (SCl) sind flüssig, von gelbrother Farbe, sehr unangenehmen Geruch und zerlegen sich in Berührung mit wasserhaltiger Luft oder Wasser. Man stellt sie durch directe Verbindung der beiden Bestandtheile dar. Das Chlorid verbindet sich mit Ammoniak und diese Verbindung wird durch Wasser in Schwefelstickstoff (s. o. §. 53.) und Chlorwasserstoff zerlegt. Chlorschwefel.

§. 75. Mit Selen und mit Phosphor verbindet sich das Chlor, mit jedem in zwei Verhältnissen, welche den Säuren jener Körper entsprechen. Auch diese Verbindungen werden durch Wasser zersetzt. Chlorselen, Chlorphosphor.

§. 76. Eine bemerkenswerthe Verbindung, als die eines einfachen mit einem zusammengesetzten Körper, liefert das Chlor mit Wasser, $Cl + 10\dot{H}$, die in kleinen blafsgelben Krystallen erhalten wird, wenn in wenig Wasser von 0° Chlorgas geleitet wird. $Cl + 10\dot{H}$.

8. Brom ($Br = 1000$) Bromum.

§. 77. Meistens mit den Chlorverbindungen kommen in der Natur auch Verbindungen des Broms, aber in unbedeutender Menge, vor. In den Salzsoolen, im Meerwasser, namentlich des rothen Meeres, findet es sich an die Metalle Natrium oder Magnesium gebunden. Im freien Zustande kommt es nicht vor. Vorkommen.

§. 78. Aus den Mutterlaugen der Salinen (s. u. Kochsalz), in denen das Bromnatrium durch Chlor zerlegt, das ausgeschiedene Brom in Aether gelöst, wieder mit Kalium verbunden und dieses Salz nach dem Glühen auf dieselbe Weise wie das Kochsalz mit Braunstein und Schwefelsäure erhitzt wird: KBr, $\ddot{M}n$ und $2\dot{H}\ddot{S} = Br$, $\dot{K}\ddot{S}$, $\dot{M}n\ddot{S}$ und $2\dot{H}$. Darstellung.

Eigenschaften. §. 79. Bei gewöhnlicher Temperatur ist Brom eine Flüssigkeit, die in dicken Schichten schwarzroth, in dünnen hyazinthroth gefärbt ist, sehr flüchtig, hat einen eigenthümlich durchdringenden unangenehmen Geruch (daher sein Name von *βρῶμος* Gestank), der an Chlor erinnert. Sein spec. Gewicht ist 2,96. Bei — 22° bildet es eine feste, krystallinische, graue Masse, bei + 47° kocht es und verwandelt sich in gelbrothes Gas. In Wasser ist es nur wenig mit röthlich gelber Farbe löslich, in Alkohol mehr, in Aether am meisten. Gegen organische Körper verhält es sich meistens wie Chlor, es greift sie an, bleicht die gefärbten. Es ist, innerlich genommen, sehr giftig.

Verbindungen. §. 80 Die Verbindungen, welche Brom mit unorganischen und organischen Körpern eingeht, sind denen des Chlors sehr ähnlich, nur steht das Brom an Verwandtschaftskraft dem Chlor nach, so dafs es von letzterem aus seinen Verbindungen ausgeschieden werden kann.

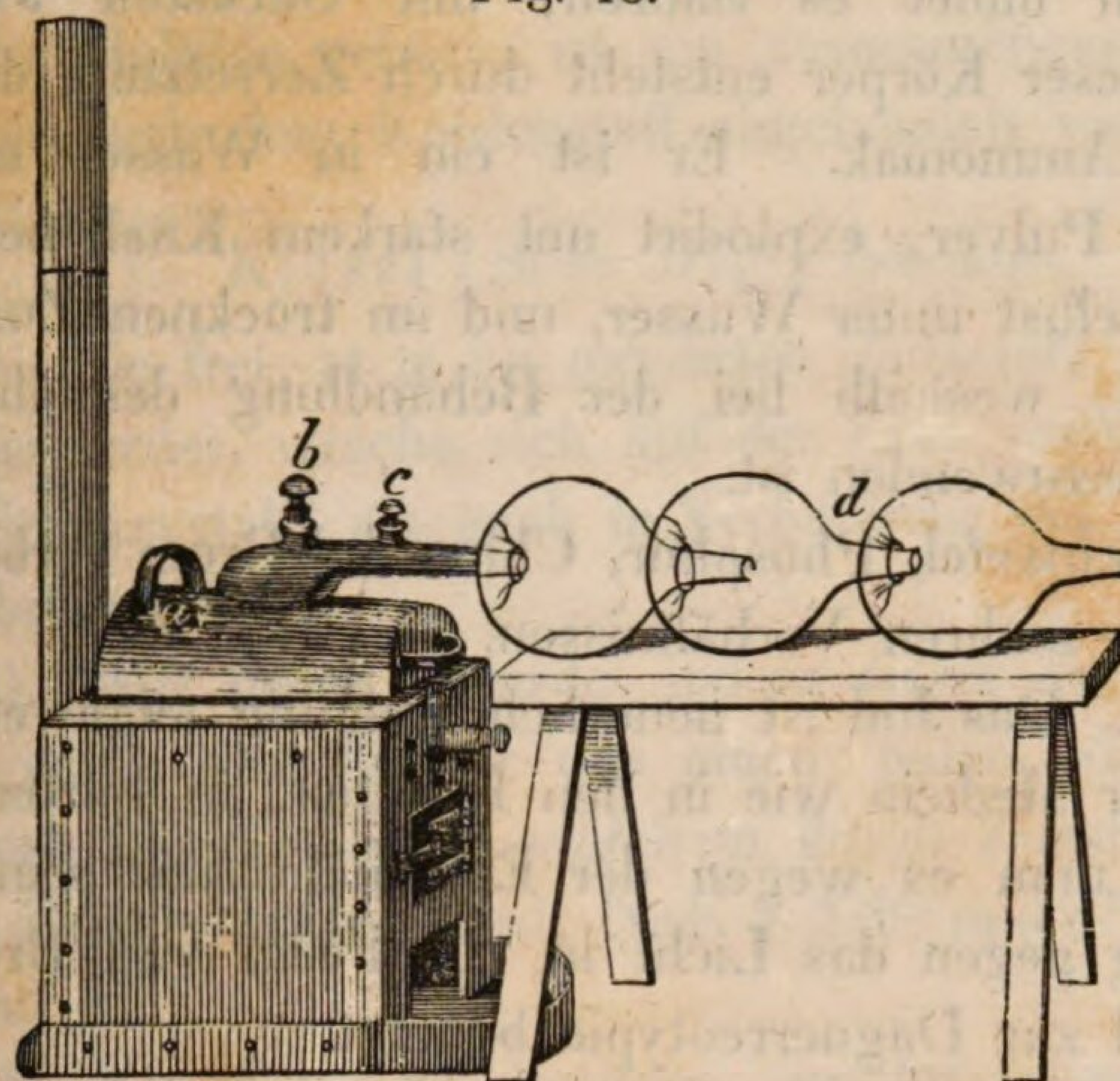
Mit Sauerstoff und Wasserstoff bildet es Säuren (s. u.), mit Stickstoff einen schwarzbraunen öläbnlichen Körper, mit Schwefel eine ähnliche Verbindung, mit Phosphor eine feste und eine flüssige, mit Chlor eine röthliche und mit Wasser bei 0°—15° eine krystallisirte Verbindung, die 28 pCt. Brom enthält.

9. Jod (J = 1586,0) Jodum.

Vorkommen. §. 81. Nie frei, meistens an Natrium gebunden in der Asche verschiedener Seepflanzen, z. B. der Tangarten, im Meerwasser, auch in Salzsoolen; im Mineralreich findet es sich in Verbindung mit Silber, im Thierreich im Badeschwamm (Spongia officin.)

Darstellung. §. 82. Aehnlich der des Chlors. Es wird Jodnatrium (s. u. Natriumsalze) mit Braunstein und Schwefelsäure der Destillation unterworfen: NaJ, $\ddot{M}n$ und $2\dot{H}\dddot{S} = J$, $\dot{N}a\dddot{S}$, $\dot{M}n\dddot{S}$ und $2\dot{H}$. Die jodnatriumhaltige, mit Schwefelsäure und Braunstein versetzte Flüssigkeit wird in dem Bleicylinder *a* (Fig.

Fig. 18.



18.), welcher in einem Sandbade liegt, erwärmt, das verflüchtigte Jod setzt sich in den Glasballons *d* an.

§. 83. Bei gewöhnlicher Temperatur ist das Jod ein blättrig krystallinischer schwarzgrauer Körper von 4,94 spec. Gewicht und fast metallischem Glanz, eigenthümlichem Geruch und schon bei gewöhnlicher Temperatur flüchtig. Bei + 107° schmilzt es, bei + 180° kocht es und verwandelt sich in einen violetten Dampf (daher der Name, ἰώδης veilchenfarbig), der sich beim Erkalten zu glänzenden Krystallschuppen verdichtet. In Wasser löst sich Jod sehr wenig (kaum $\frac{1}{7000}$), in Alkohol leicht auf, die Lösung ist braunroth gefärbt. Papier, Leinwand und Holz werden durch Jod dauernd, die Haut vorübergehend bräunlich gefärbt. Mit Stärkemehl bildet es eine indigoblaue Verbindung, die eine so stark färbende Kraft hat, daſs man noch $\frac{1}{400000}$ Stärke erkennen kann. Es wird sowohl für sich, in Alkohol gelöst, als auch in seinen Verbindungen, namentlich mit Kalium, als sehr kräftiges Arzneimittel angewendet. Eigenschaften.

§. 84. Seine **Verbindungen** sind denen des Broms und Chlors sehr ähnlich, es wird aber durch diese beiden aus seinen Verbindungen ausgeschieden. Mit Sauerstoff und Verbindungen.

Jodstickstoff. Wasserstoff bildet es Säuren, mit Stickstoff **Jodstickstoff**. Dieser Körper entsteht durch Zersetzung des Chlorjods mit Ammoniak. Er ist ein in Wasser unlösliches schwarzes Pulver, explodirt mit starkem Knall bei der Berührung, selbst unter Wasser, und im trocknen Zustande oft von selbst, weshalb bei der Behandlung desselben grofse Vorsicht anzuwenden ist.

Mit Schwefel, Phosphor, Chlor und Brom verbindet sich das Jod in mehren Verhältnissen.

Anwendung. §. 85. Das Jod ist neuerlich vielfältig angewendet worden in der Medicin wie in den Künsten, in letzterer Beziehung hat man es wegen der Empfindlichkeit seiner Silberverbindung gegen das Licht in der Form von Brom- oder Chlor-Jod zur Daguerreotypie benutzt.

10. Fluor ($F = 235{,}4$) Fluor.

Vorkommen. §. 86. Nie im freien Zustande, am häufigsten an Calcium gebunden als Fluorcalcium (Flufsspath s. u. Calciumsalze) im Mineralreich, in den Knochen und dem Schmelz der Zähne, jedoch in geringer Menge.

Darstellung. §. 87. Die Darstellung des isolirten Metalloïdes ist bis jetzt noch nicht gelungen, weil seine Verwandtschaft zu allen Körpern, in denen man es auffangen könnte, zu grofs ist. Es verbindet sich bei der Ausscheidung aus seinen Verbindungen mit allen Metallen der Gefäfse, die man zum Auffangen anzuwenden versucht hat und das Glas zerlegt es ebenfalls. Aus den Versuchen, die man in Gefäfsen, aus Flufsspath angefertigt, machte, scheint hervorzugehen, dafs das Fluor bei gewöhnlicher Temperatur ein Gas ist.

Verbindungen. §. 88. Verbindungen mit Sauerstoff sind unbekannt. Mit Wasserstoff bildet es eine Säure (s. u.), welche in der wissenschaftlichen und technischen Chemie mannigfach angewendet wird. Von den Verbindungen mit den übrigen Metalloïden sind nur die mit Schwefel und Phosphor bekannt, von denen mit den Metallen (s. u.) aber eine grofse Anzahl.

Anmerkung. Der fünfte Körper, welcher mit zu der Gruppe der Haloïde gehört, ist ein zusammengesetzter und wird später nach dem Kohlenstoff abgehandelt werden.

11. Kiesel ($Si = 277{,}8$) Silicium.

§. 89. Nie frei, stets im oxydirten Zustande als Kieselsäure (Kieselerde), welche sich auf der Erde sowohl für sich (Quarz, Bergkrystall) als auch in Verbindung mit Basen sehr reich verbreitet findet. Vorkommen.

§. 90. Aus der Kieselerde, indem dieser der Sauerstoff entzogen wird, oder besser aus einem Salze, dem Kieselfluornatrium, ($NaF + SiF^3$) welchem durch Zusatz von Natrium das Fluor entzogen wird: $NaF + SiF^3$ und $3Na = NaF$, $3NaF$ und Si. Darstellung.

§ 91. Kiesel ist ein braunes, unschmelzbares Pulver, färbt stark ab, ist luftbeständig, bei erhöhter Temperatur entzündet es sich und verbrennt gröſstentheils, wird von keiner andern Säure als von Fluorwasserstoff aufgelöst, von den Alkalien unter Hülfe von Wärme. Ist das Silicium nach seiner Darstellung unter Luftabschluſs geglüht, so zeigt es die sonderbare Eigenschaft, daſs es nun nicht mehr weder im Sauerstoff noch an der Luft in der Glühhitze verbrennt, auch von Fluorwasserstoffsäure und Kali selbst beim Kochen nicht mehr angegriffen wird. Eigenschaften.

§. 92. Mit Sauerstoff liefert Kiesel die Kieselsäure, mit Fluor und Wasserstoff die Kieselfluorwasserstoffsäure (s. bei den Säuren). Verbindungen.

Mit Schwefel bildet er einen festen SiS^3, mit Chlor einen flüssigen $SiCl^3$, mit Fluor einen gasförmigen Körper SiF^3, welche alle drei von Wasser zersetzt werden. Das Fluorkieselgas entsteht durch Erhitzen eines Gemenges von Kieselerde, Fluſsspath und concentrirter Schwefelsäure ($\dddot{Si}$, $3CaF$ und $3\dot{H}\dddot{S} = 3\dot{Ca}\dddot{S}$, $3\dot{H}$ und SiF^3); es hat einen erstickend sauren Geruch, ist farblos und raucht an der Luft, indem es das Wassergas der letztern anzieht und sich damit zerlegt in Kieselsäure und Kieselfluorwasserstoffsäure (s. u.). Fluorkiesel, SiF^3.

12. Bor (B = 136,2) Boron.

Vorkommen. §. 93. Nur mit Sauerstoff verbunden als Borsäure, und zwar kommt diese frei vor, oder in Verbindung mit Basen, hauptsächlich als borsaures Natron (Borax).

Darstellung. §. 94. Borsäure oder Borfluorkalium ($KF + BF^3$) wird mit Kalium erhitzt, und das Gemenge alsdann mit Wasser ausgezogen.

Eigenschaften. §. 95. Ein dunkelbraunes Pulver, an der Luft und im Wasser unveränderlich, in letzterm ein wenig löslich mit gelber Farbe. Von Säuren und Alkalien wird es nicht angegriffen, aufser von Salpetersäure und Königswasser (s. u.). An der Luft erhitzt verbrennt es zu Borsäure; es ist unschmelzbar und feuerbeständig.

Verbindungen. §. 96. Verbindungen desselben: mit Sauerstoff nur eine Oxydationsstufe, die Borsäure, mit Wasserstoff, Phosphor, Selen, Brom und Jod kennt man noch keine Verbindung, mit Schwefel liefert es einen festen weifsen Körper, mit Chlor und Fluor zwei farblose Gase BCl^3 und BF^3, welche an der Luft rauchen, weil sie sich mit dem Wasserdampf derselben zersetzen und als Produkte einen weniger flüchtigen Körper, die Chlorwasserstoffsäure, und einen festen, die Borsäure, liefern.

13. Kohlenstoff (C = 75,0) Carbonium.

Vorkommen. §. 97. Sehr verbreitet, sowohl im Mineralreich als in der organischen Natur. Im reinsten Zustande findet er sich als Diamant krystallisirt. Die hauptsächlichsten Fundstätten dieses Edelsteins sind Indien, Borneo und Brasilien, wo er in zertrümmerten jüngern Gebirgen zugleich mit andern Edelsteinen z. B. Rubin, Smaragd, Topas gefunden wird. Weniger rein ist der Kohlenstoff, welcher sich in ältern Gebirgen, dem Granit, Gneus, Glimmer- und Thonschiefer findet, er wird Graphit oder Reifsblei genannt; dem ältern Gebirge aufgelagert kommt der Anthrazit (Kohlenblende) und dem Uebergangsgebirge aufgelagert die Steinkohle vor und in jüngern

Bildungen der Erdoberfläche findet sich die Braunkohle, welche zum gröſsten Theil aus Kohlenstoff bestehen, aber auſserdem von den Bestandtheilen der Pflanzen, aus denen sie entstanden sind, mehr oder weniger an Sauerstoff und Wasserstoff, auch Stickstoff enthalten und überdies noch einige unverbrennliche Salze und erdige Substanzen. Die Entstehung der Kohlenarten von dem Anthrazit bis zur Braunkohle aus einer vorweltlichen Pflanzenwelt ist unbezweifelt und bekundet sich durch die zahlreichen wohlerhaltenen Ueberbleibsel von Stämmen und andern Pflanzentheilen, welche sich namentlich in den Stein- und Braunkohlenlagern vorfinden. In den neusten Schichten der Erdoberfläche findet sich eine Ablagerung vegetabilischer Substanzen, der Torf, welcher je nachdem er älter oder jünger ist, mehr oder weniger zersetzte Pflanzenbestandtheile und viel erdige Beimengungen besitzt. Die Pflanzen darin sind auf dem Wege dieselbe Umwandlung zu erfahren, welche das Holz in den Stein- und Braunkohlen erlitten hat. Der Kohlenstoff kommt ferner, in Verbindung mit Sauerstoff, in allen Gebirgsarten vor, die kohlensaure Erden enthalten, hauptsächlich in Kalkgebirgen, z. B. im Marmor, der Kreide, Muschelkalk u. a. Endlich ist er ein Hauptbestandtheil aller organischen Wesen.

§. 98. In absolut reinem Zustande den Kohlenstoff in gröſsern Massen künstlich darzustellen, ist bisher noch nicht gelungen. In kleinern Quantitäten kann man ihn rein erhalten, wenn eine seiner weniger complicirten Verbindungen z. B. die mit Sauerstoff (die Kohlensäure s. u.) oder mit Wasserstoff (das Leucht- oder Grubengas) zersetzt werden [die Kohlensäure z. B. durch Kalium, das Leuchtgas durch Chlor (s. u.)] oder wenn gereinigter Zucker unter Abschluſs der Luft erhitzt wird. Da aber die technische Anwendung einen groſsen Verbrauch des Kohlenstoffs erfordert, so stellt man durch Zersetzung der complicirteren organischen Verbindungen denselben in groſsen Massen dar und nennt dann diesen Kohlenstoff je nachdem er aus Vegetabilien oder aus animali- Darstellung.

schen Substanzen dargestellt ist, Holzkohle Pflanzenkohle, vegetabilische Kohle, oder Thierkohle, Blutkohle, Knochenkohle, Beinschwarz.

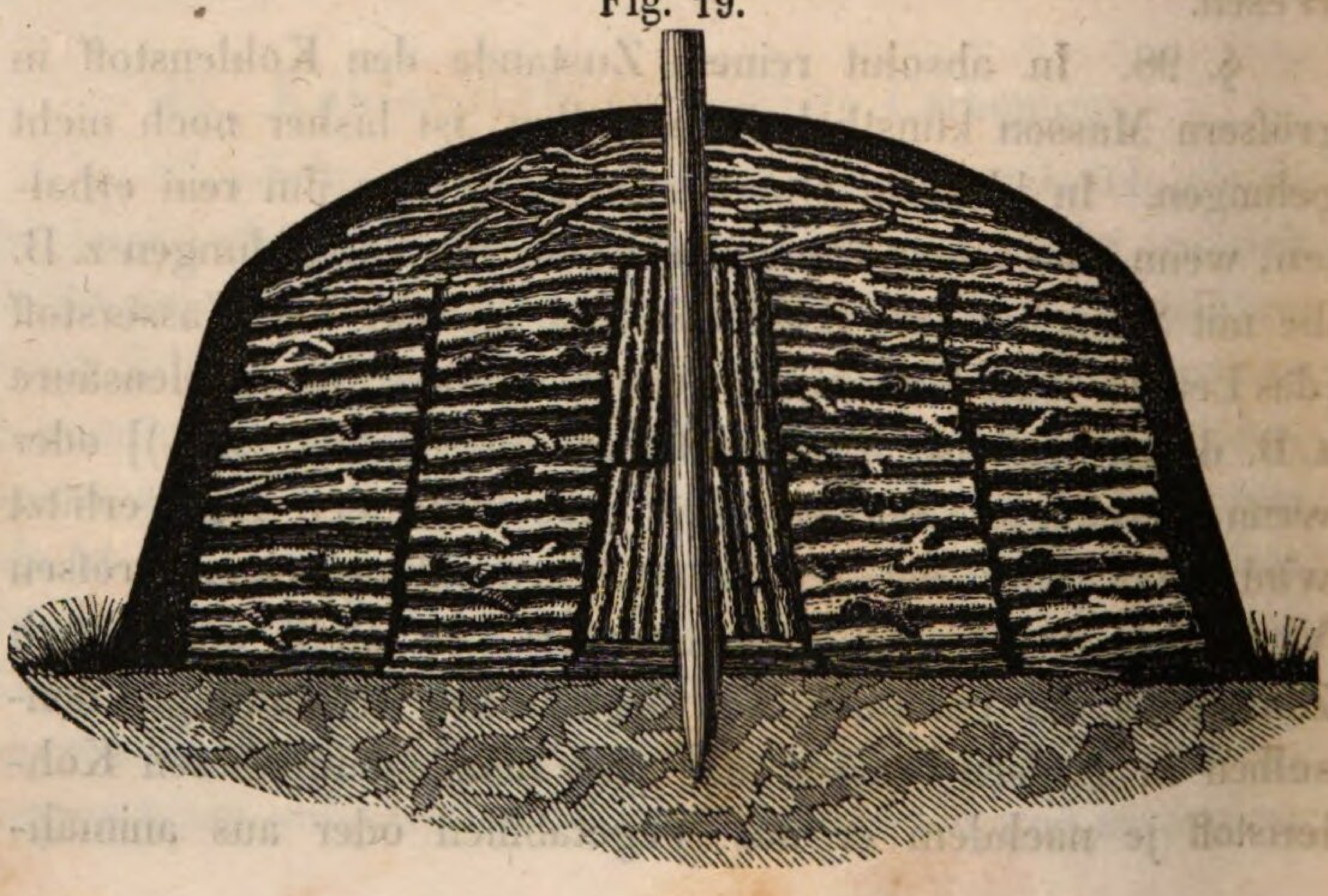
Die Verkohlung organischer Körper.

§. 99. Zur Darstellung der einen oder andern Art der Kohle ist es nöthig, daſs die zu zersetzenden Substanzen unter Abschluſs der Luft einer hohen Temperatur ausgesetzt werden. Es bestehen die Pflanzenkörper vornehmlich in ihren entfernteren Bestandtheilen aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff, ein wenig Stickstoff und unverbrennlichen, nicht flüchtigen Salzen, die thierischen Körper enthalten wesentlich dieselben Bestandtheile, ihr Stickstoffgehalt ist aber weit gröſser. Werden beide unter Abschluſs der Luft erhitzt, so erleiden sie eine chemische Veränderung der Art, daſs aller Sauerstoff und fast sämmtlicher Wasserstoff und Stickstoff, theils unter einander ($H + O$ zu Wasser $N + H^3$ zu Ammoniak), theils mit geringen Antheilen Kohlenstoff verbunden, als Kohlenoxyd, Grubengas, Essigsäure und andere ternäre Kohlen-, Wasser-, Sauerstoff-Verbindungen) entweichen und der gröſste Theil des Kohlenstoffgehalts der erhitzten Substanzen, verbunden mit sehr geringen Mengen Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff, zurückbleibt.

Gewinnung der Holzkohle in Meilern.

§. 100. Die Darstellung der Holzkohle wird gemeiniglich in

Fig. 19.



Meilern vorgenommen. Es werden grob gespaltene Stücken Holz von meistens 3—4 Fufs Länge entweder horizontal oder senkrecht neben und über einander geschichtet und in einem Kanal, welcher in der Mitte des Meilers durch 3 gleich weit von einander entfernte und durch Zweige mit einander verbundene Pfähle gebildet wird, vermittelst hineingeworfener glühender Kohlen entzündet. Die Unterlage des Meilers bildet eine mehre Zoll starke Schicht Kohlenlösche (gröbliches Kohlenpulver), die Decke desselben gewöhnlich Rasen, mit der bewachsenen Seite nach innen, Laub oder Moos und darüber Kohlenlösche. In diese Decke werden nach dem Anzünden des Meilers nach und nach, von oben nach unten fortschreitend, Löcher eingestofsen, um einen beschränkten Luftzug zu gestatten und die Verkohlung nach allen Theilen des Meilers zu leiten. Die gemachten Oeffnungen werden, sobald durch Entweichen einer bläulichen Flamme die vollständige Verkohlung des entsprechenden Theiles des Meilers kenntlich wird, wieder verstopft. Zuletzt, wenn die untersten Scheite verkohlt sind, bedeckt man den Meiler dicht und läfst ihn mehre Tage erkalten; alsdann werden die noch nicht völlig erkalteten Kohlen nach und nach unter der Decke hervorgezogen und mit Sand oder Wasser ausgelöscht. Würde der Meiler plötzlich von seiner Decke auf einmal befreit, so würde er in Brand gerathen.

Die Darstellung der Kohle, wie sie Behufs der Anwendung zur Pulverfabrikation in Cylindern vorgenommen wird, soll unten im Anhange (s. Pulverfabrication) angeführt werden.

Ausbeute bei Verkohlung.

§. 101. Die Ausbeute, welche man bei der Verkohlung des Holzes erhält, ist sowohl dem Raume als Gewicht nach verschieden, je nachdem das Verkohlen in Meilern oder geschlossenen Oefen (Cylindern, Retorten u. dergl.) geschieht. Von 100 Raumtheilen Holz erhält man gewöhnlich in Meilern 61—65 Raumtheile, in geschlossenen Oefen 82 Raumtheile Kohle; dagegen sind erstere von gröfserem spec. Gewicht, denn die 61—65 Raumtheile Kohle wiegen 24 Th., die 82 Raumtheile nur 23 Th. Die Ausbeute richtet sich

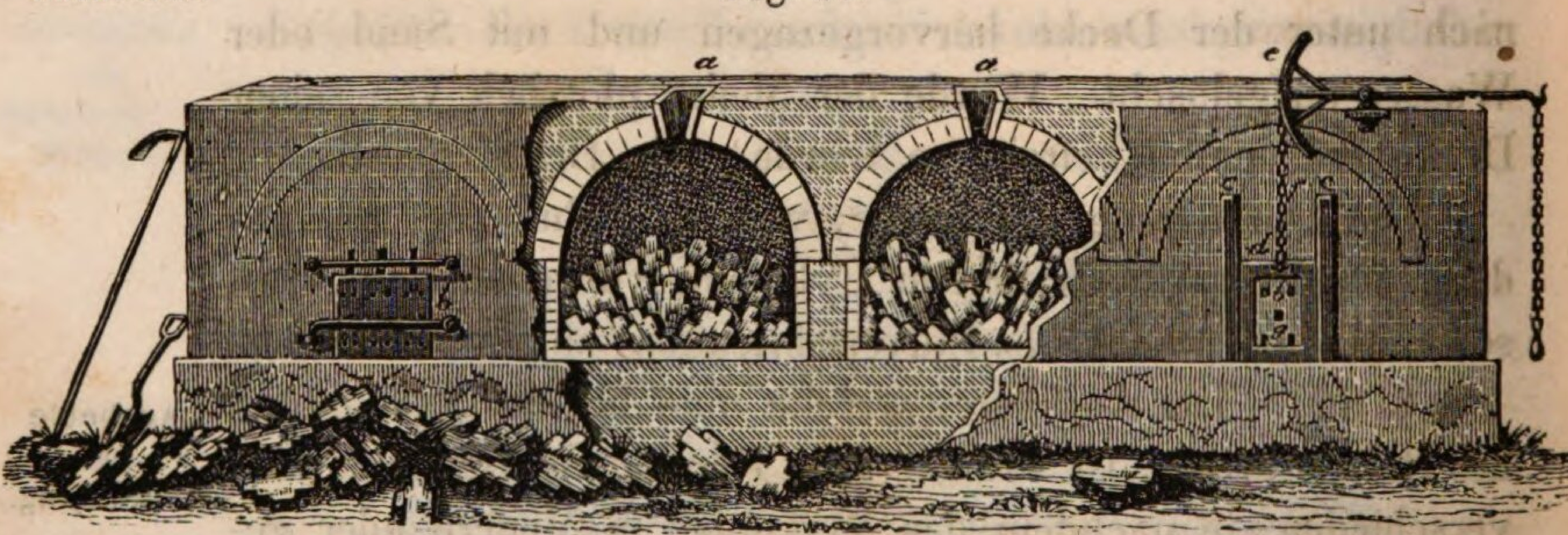
aber auch nach der gröfsern oder geringern Schnelligkeit, mit welcher man den Verkohlungsprocefs vornimmt; je schneller, desto weniger, je langsamer verkohlt wird, desto mehr Ausbeute. Beisp.: Tannenholz gab bei schneller Verkohlung 16,22 pCt., bei langsamer 27,72 pCt. Kohle. Dieses letztere ist besonders der Fall bei der Verkohlung in geschlossenen Oefen.

Verkohlung der Steinkohlen.

§. 102. Weil der Kohlenstoff oder die Kohle in dem Verhältnifs zu den andern vegetabilischen Substanzen, die zu Brennmaterial verbraucht werden, im geringsten Volum die möglichst gröfste Menge Wärme liefernder Substanz, also die stärkste Heizkraft, besitzt, so hat man die Verkohlung auch auf diejenigen vegetabilischen Körper angewendet, welche zwar in 100 Th. mehr Kohlenstoff enthalten als das Holz, aber doch noch überflüssige Beimengungen, welche beim Verbrennen nicht nur keine Wärme geben, sondern dieselbe sogar noch absorbiren, nämlich auf Steinkohlen, Braunkohlen und den Torf. Man bedient sich bei der Verkohlung dieser Brennmaterialien theils der Meilerverkohlung, theils und zwar häufiger der Verkohlung in geschlossenen Räumen (Fig. 20.), nament-

Coaksofen.

Fig. 20.



lich bei den Steinkohlen, weil aus diesen noch eine beträchtliche Quantität Gas gewonnen werden kann (s u. p. 64.) und weil man zu diesem Zwecke besonders das Steinkohlenklein, welches sonst nicht besser verwerthet werden kann, anwendet. Der Rückstand von der Verkohlung der Steinkohlen wird Coaks genannt.

§. 103. Die Verkohlung thierischer Bestandtheile wird stets in geschlossenen Oefen, meistens in eisernen Cylindern, oder in Oefen bewerkstelligt, in denen man die mit den zu verkohlenden Substanzen gefüllten eisernen Töpfe hineinstellt. Die Gase, welche sich dabei entwickeln und einen sehr üblen Geruch besitzen, weil sie unter andern Schwefelwasserstoff und Ammoniak enthalten, leitet man entweder in den Schornstein und verbrennt sie sogleich mit, oder man fängt sie durch Röhrenleitung in grofsen Fässern auf und verwendet sie zur Darstellung von Ammoniaksalzen (s. u.). Darstellung thierischer Kohle.

§. 104. Die Eigenschaften der verschiedenen oben aufgezählten Arten des Kohlenstoffs sind sehr verschieden. Der Diamant ist stets krystallisirt, meistens farblos und von sehr starkem Lichtbrechungsvermögen, selten gefärbt, aber in allen Farben vorkommend, auch schwarz. Er ist der härteste Körper, ritzt und spaltet das Glas, wird, in Stahlmörsern zermalmt, zum Schleifen anderer Diamanten benutzt. Sein spec. Gewicht ist 3,5. Im reinen Sauerstoffgas brennt er, angezündet, fort, er bedarf aber zum Anzünden einer sehr hohen Temperatur und verlischt in der atmosphärischen Luft sogleich wieder. Eigenschaften des Diamants,

Der Graphit, welcher auch künstlich dargestellt werden kann durch Uebersättigen des grauen Roheisens mit Kohle und langsames Erkaltenlassen der schmelzenden Masse oder durch Verkohlung von organischen in der Hitze schmelzenden Körpern, ist schwarzgrau und fast metallisch glänzend. Er krystallisirt auch, aber in anderer Form als der Diamant. Er ist sehr weich und färbt mit grauer Farbe ab (daher zu Bleistiften angewendet). Sein spec. Gewicht ist 1,8—2,09. Er enthält stets sehr fein vertheilte fremdartige Beimengungen in veränderlichen aber sehr geringen Mengen, und verbrennt fast eben so schwer als der Diamant. des Graphits,

Der Anthrazit ist dicht, schwarz, sehr glänzend. Er verbrennt fast ohne Flamme und Geruch, enthält also sehr wenig Wasserstoff und andere Bestandtheile, bedarf aber meistens eines starken Gebläses zu seiner Verbrennung. des Anthrazits,

der Steinkohlen, Die Steinkohlen, dem Anthrazit sehr ähnlich im äufsern Ansehn, sind weniger dicht, verbrennen leichter und geben dabei eine grofse hell brennende Flamme. Sie hinterlassen einen unverbrennlichen Rückstand von Salzen (die Asche) und enthalten aufserdem noch Wasserstoff, Sauerstoff und sehr wenig Stickstoff.

der Braunkohlen. Die Braunkohlen, welche entweder in grofsen compacten Stücken noch in der Form der Baumstämme, oder in kleinen zerbröckelten Stücken gefördert werden, sind vom dunkeln Schwarzbraun bis zum hellen Braun. Sie brennen leicht mit Flamme, verbreiten dabei einen starken bituminösen Geruch, hinterlassen als Rückstand mehr Asche als die vorher genannten Kohlenarten und sind auch reicher an Wasserstoff und Sauerstoff als die Steinkohlen.

Eigenschaften der Holzkohle, §. 105. Die vegetabilische Kohle ist schwarz oder schwarzbraun und besitzt, wenn sie nicht aus schmelzbaren organischen Körpern dargestellt ist, noch die Structur des zur Verkohlung angewandten Stoffes z. B. des Holzes. Bei starkem Erhitzen ohne Luftzutritt sintert sie zusammen, wird schwer und dicht und entzündet sich schwieriger als im ungeglühten Zustande. Sie enthält, wie die vorigen, Wasserstoff, Sauerstoff, wenig Stickstoff und unverbrennliche Salze.

der thierischen Kohle. Die thierische Kohle ist schwarz und meistens blasig, weil die meisten thierischen Bestandtheile vor dem Verkohlen schmelzen z. B. das Muskelfleisch und Blut. Sie enthält aufser den geringen Mengen Wasserstoff und Sauerstoff, weit mehr Stickstoff als die vegetabilische Kohle, der selbst in der stärksten Hitze nicht zu entfernen ist. Beim Verbrennen hinterläfst sie feuerbeständige Salze, die bei der Knochenkohle aus phosphorsaurer und kohlensaurer Kalkerde bestehen.

Alle angeführten Modificationen des Kohlenstoffs haben das mit einander gemein, dafs sie vollkommen unschmelzbar und durch die stärksten chemischen Mittel nicht zerstörbar sind, ausgenommen durch Feuer unter Zutritt von Sauerstoff. Die Pflanzen- und Thierkohle besitzen aber aufserdem noch

die wissenschaftlich und technisch wichtigen Eigenschaften: 1) viele aufgelöste Stoffe, z. B. färbende und riechende Stoffe, ja sogar von manchen aufgelösten Salzen die Oxyde niederzuschlagen (Beisp.: Indigolösung wird entfärbt, aus salpetersaurem Quecksilberoxyd wird Quecksilberoxyd ausgefällt) und 2) luftförmige Körper zu absorbiren (Beisp.: Ammoniakgas absorbiren lassen). Die erstgenannte Eigenschaft, welche die thierische Kohle noch besser zeigt, als die vegetabilische, wurde schon vor langer Zeit (zuerst von Lowitz) zur Entfärbung der braunen Lösungen des Rohsalpeters benutzt und wird jetzt in vielen Fabrikationszweigen, z. B. bei der Zuckerraffinerie, bei der Entfuselung des Alkohols und Branntweins, bei der Wiederherstellung verdorbenen, übelriechenden Trinkwassers, mit grofsem Nutzen angewendet. — Die andere Eigenschaft, Gase zu absorbiren, besitzt die Holzkohle in gröfserm Grade, als die Thierkohle, und zwar je poröser und zugleich dichter (bis auf einen gewissen Grad) sie ist, desto mehr nimmt sie von den Gasen auf, namentlich, wenn sie frisch ausgeglüht und unter Luftabschlufs erkaltet ist. Buxbaumkohle, welche dichter ist als Fichtenkohle, absorbirt stärker als diese; Graphit, welcher viel dichter ist als Buxbaumkohle, absorbirt gar kein Gas. Obwohl die Verschluckung der Gase fast immer nur eine rein mechanische Aeufserung der Kohle ist und auf der Anziehung der grofsen Oberfläche beruht, welche die Poren der Kohle den Gasen darbieten, so ist doch die absorbirte Quantität bei verschiedenen Luftarten ungleich. 1 Vol. Buxbaumkohle absorbirt z. B. 90 Vol. Ammoniakgas und nur 1,75 Vol. Wasserstoff. Bei den Gasen, welche in so grofser Menge von der Kohle aufgenommen werden, wie z. B. das Ammoniakgas, mufs eine Condensation des Gases zu einem flüssigen oder festen Körper angenommen werden. Es findet dabei stets Wärmeentwickelung statt und nicht selten steigt diese so hoch, namentlich bei frisch dargestellter Kohle, dafs bei der Berührung derselben mit Luft durch Condensation der darin befindlichen Gase eine Entzündung der ganzen Masse eintritt.

Absorption von Gasen.

Kohle als Reductionsmittel.

§. 106. Aufser den bisher aufgeführten Anwendungen des Kohlenstoffs ist noch die in der Metallurgie zu erwähnen. Man bedient sich bei der Darstellung fast aller Metalle aus ihren Erzen, worin sie meist als Sauerstoffverbindungen enthalten sind, des Kohlenstoffs, weil dieser bei erhöhter Temperatur eine viel gröfsere Verwandtschaft zu dem Sauerstoff hat als die meisten Metalle und diesen daher den Erzen entzieht.

Verbindungen des Kohlenstoffs.

§. 107. Der Kohlenstoff verbindet sich mit Sauerstoff in mehrfachen Verhältnissen. Alle diese Verbindungen, aufser einer, sind Säuren und werden theilweis bei diesen angeführt werden. Die niedrigste Oxydationsstufe ist ein indifferenter Körper das Kohlenoxyd.

Kohlenoxyd. $\dot{C}$. Bildung und Darstellung.

§. 108. Kohlenoxyd kann auf verschiedene Weise gewonnen werden, entweder durch Zersetzung organischer Körper in der Hitze oder vermittelst anderer chemischer Stoffe [z. B. Oxalsäure ($\dddot{\bar{C}}$) beim Glühen oder beim Zusatz von Schwefelsäure giebt Kohlensäure und $\dot{C}$], oder wenn Kohlensäuregas, $\ddot{C}$, durch das Rohr *n* über glühende Kohlen geleitet wird, die sich in den eisernen Röhren *b*, *c*, *a* befinden ($\ddot{C} + C = 2\dot{C}$). Kohlenoxyd bildet sich auch bei unvollkommener Verbrennung von Kohlen, d. h., wenn nur wenig sauerstoffhaltige Luft zu einem Uebermaafs von glühenden Kohlen tritt. —

Fig. 21.



Eigenschaften.

§. 109. Diese Oxydationsstufe des Kohlenstoffs ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas von 0,9678 spec. Gewicht, welches, angezündet, mit blauer Flamme verbrennt. Es ist giftig, wirkt beim Einathmen anfangs betäubend und zuletzt tödtlich. Es besteht aus 1 Atom C und 1 Atom O, 1 Vol. desselben enthält $\frac{1}{2}$ Vol. C und $\frac{1}{2}$ Vol. O, und bedarf zu seiner völligen Oxydation zu Kohlensäure noch $\frac{1}{2}$ Vol. O.

Kohlenwasserstoffe.

§. 110. Verbindungen mit Wasserstoff geht der Kohlenstoff sehr viele ein. Es giebt luftförmige, flüssige und feste Kohlenwasserstoffe. Die meisten werden in lebenden Thieren oder Pflanzen gebildet und gehören dem Gebiet der

organischen Chemie an. Beisp.: eine grofse Menge ätherischer Oele, welche aus C^5H^4 bestehen; das Terpenthinöl und Steinöl sind flüssige, das Naphtalin und Paraffin feste Kohlenwasserstoffe. Zwei gasförmige Kohlenwasserstoffe sind von besonderer Wichtigkeit und sollen hier ausführlicher erwähnt werden: das Grubengas und Leuchtgas.

§. 111. Grubengas (auch Sumpfgas, Kohlenwasserstoff in minimo [nämlich des Kohlengehalts]) bildet sich bei der freiwilligen und künstlichen Zersetzung vegetabilischer Substanzen, namentlich bei der sogenannten Fäulnifs der Pflanzen unter Wasser. Es entwickelt sich daher in Sümpfen und wird Sumpfgas genannt oder in Steinkohlengruben und heifst Grubengas. Bei trockner Destillation pflanzlicher Bestandtheile tritt es zu einer gewissen Zeit der Operation ebenfalls auf und es ist daher fast ein steter Begleiter des andern Kohlenwasserstoffgases, dessen man sich als Erleuchtungsmittel bedient (s. u. §. 114.). Grubengas, C^2H^4.

§. 112. Künstlich pflegt man sich dieses Gas entweder aus Alkohol ($C^4H^6O^2$) darzustellen, indem man denselben dampfförmig durch ein glühendes eisernes Rohr leitet, oder durch Erhitzen von essigsaurem Natron mit einem Alkali oder wenn das ölbildende Gas (s. u. §. 114.) durch glühende eiserne Röhren geleitet wird. Aus dem Alkohol entsteht das Gas, indem er sich in Kohlenoxyd, Wasserstoff und Grubengas ($C^4H^6O^2 = 2\dot{C}$, C^2H^4 und $2H$), aus dem essigsauren Salze, indem sich die Essigsäure ($C^4H^4O^4$) in 2 Atome Kohlensäure, die sich mit dem im Salze enthaltenen und dem zugesetzten Alkali verbinden und in Grubengas zerlegt ($\dot{Na} + C^4H^3O^3$ und $\dot{Na}\dot{H} = 2\dot{Na}\ddot{C}$ und C^2H^4), und aus dem ölbildenden Gas, indem Kohle sich abscheidet ($C^4H^4 = C^2H^4$ und C^2). Darstellung.

§. 113. Das Grubengas ist farblos und geruchlos, von 0,5529 spec. Gewicht, brennt mit schwach hellblauer Flamme. Durch glühende Röhren geleitet und vermittelst des elektrischen Funkens zerlegt es sich in seine Bestandtheile. Es ist für sich unschädlich, aber mit Sauerstoff im Gemenge verur- Eigenschaften.

sacht es beim Entzünden die heftigsten Explosionen. Da es sich häufig in Steinkohlengruben (schlagende Wetter) findet und den Arbeitern gefährlich ist, so hat man eine Sicherheitslampe (s. u. p. 67.) für die in den Gruben Arbeitenden vorgeschlagen, welche die Entzündung der schlagenden Wetter verhindert. Zwei Volumina des Gases bestehen aus 4 Vol. H und 1 Vol. C, 1 Vol. also aus $2H + \frac{1}{2}C = CH^2$, zu seiner vollständigen Verbrennung bedarf es sein doppeltes Volum Sauerstoff, es entstehen alsdann $\ddot{C}$ und $2\dot{H}$. In 100 Gewichtstheilen besteht es aus 75,0 Kohlenstoff und 25,0 Wasserstoff.

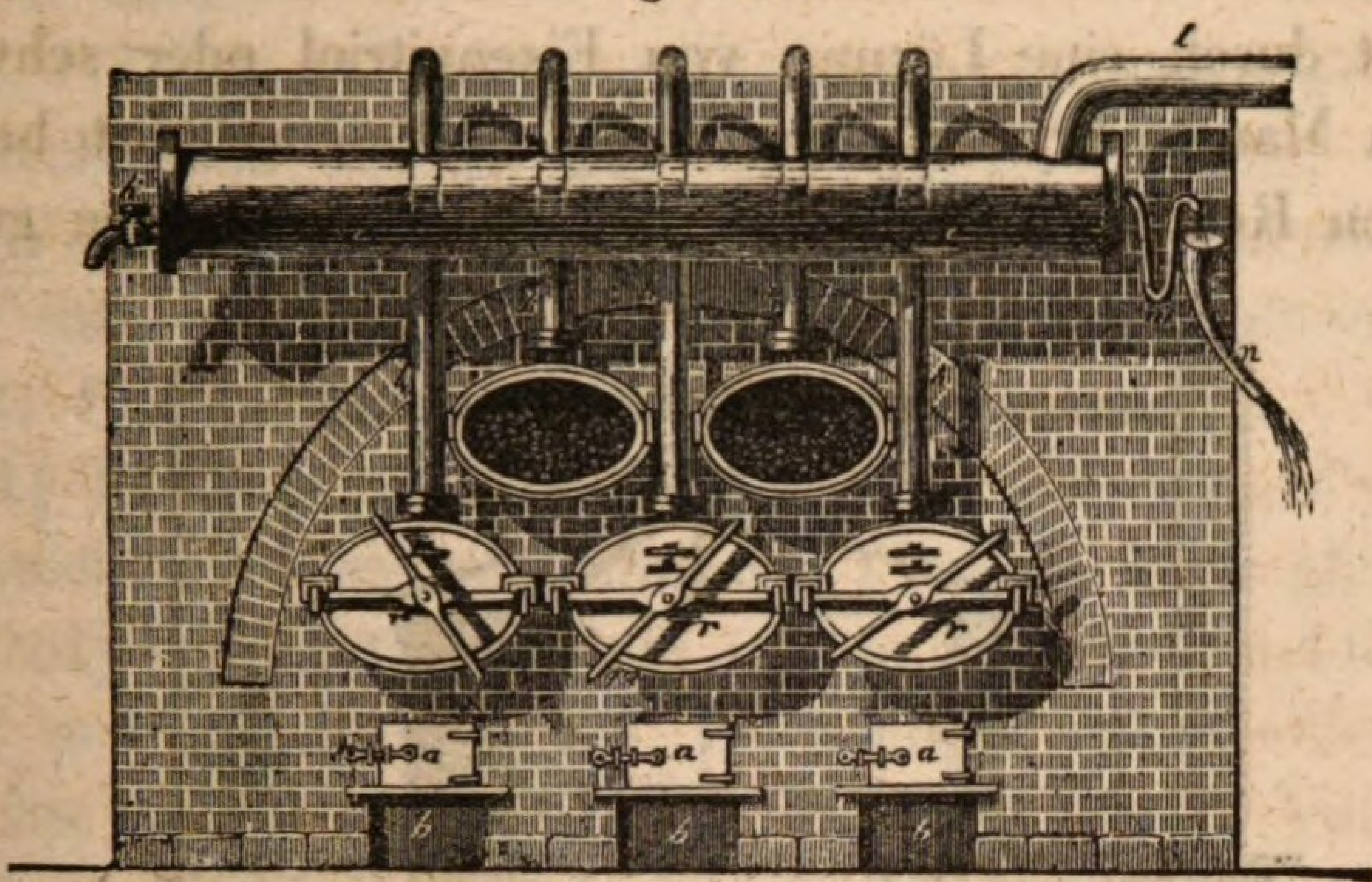
Leuchtgas, C^4H^4. §. 114. Oelbildendes Gas (Kohlenwasserstoff in maximo, Aetheringas, Elaylgas, Leuchtgas) kommt nicht fertig gebildet in der Natur vor, sondern wird künstlich dargestellt: entweder durch Erhitzen von Alkohol mit Schwefelsäure, wobei letztere nur als Contactsubstanz dient, oder durch trockne Destillation von Steinkohlen, fetten Oelen und Harzen. Das auf die letztere Art dargestellte Gas ist aber stets verunreinigt durch andere Gase, namentlich durch Grubengas.

Eigenschaften. §. 115. Ein farbloses Gas von 0,968 spec. Gewicht, welches bei — 103° F. eine durchsichtige farblose Flüssigkeit bildet. Es brennt mit hellleuchtender Flamme; durch glühende Röhren geleitet wird es in Kohle und Grubengas, und wenn diese weifsglühen in Kohle und Wasserstoff zerlegt. Mit Chlor verbindet es sich schon bei gewöhnlicher Temperatur zu einem ölartigen Körper, $C^4H^4Cl^2$, wefshalb es ölbildendes Gas genannt ist. Es besteht aus 85,75 Gewichtsth. Kohlenstoff und 14,25 Wasserstoff. Es haben sich 2 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Kohlenstoff zu 1 Vol. Aetheringas condensirt.

Die helleuchtende Flamme, welche dieses Gas beim Verbrennen erzeugt, ist die Ursache, dafs man es jetzt ziemlich allgemein zur Beleuchtung der Strafsen, Fabriken u. s. w. anwendet. Die Darstellung geschieht deshalb im Grofsen in besonders dazu eingerichteten Fabriken und zwar gewöhnlich auf folgende Weise:

In langen Oefen sind gufseiserne Cylinder eingemauert,

Fig. 22.



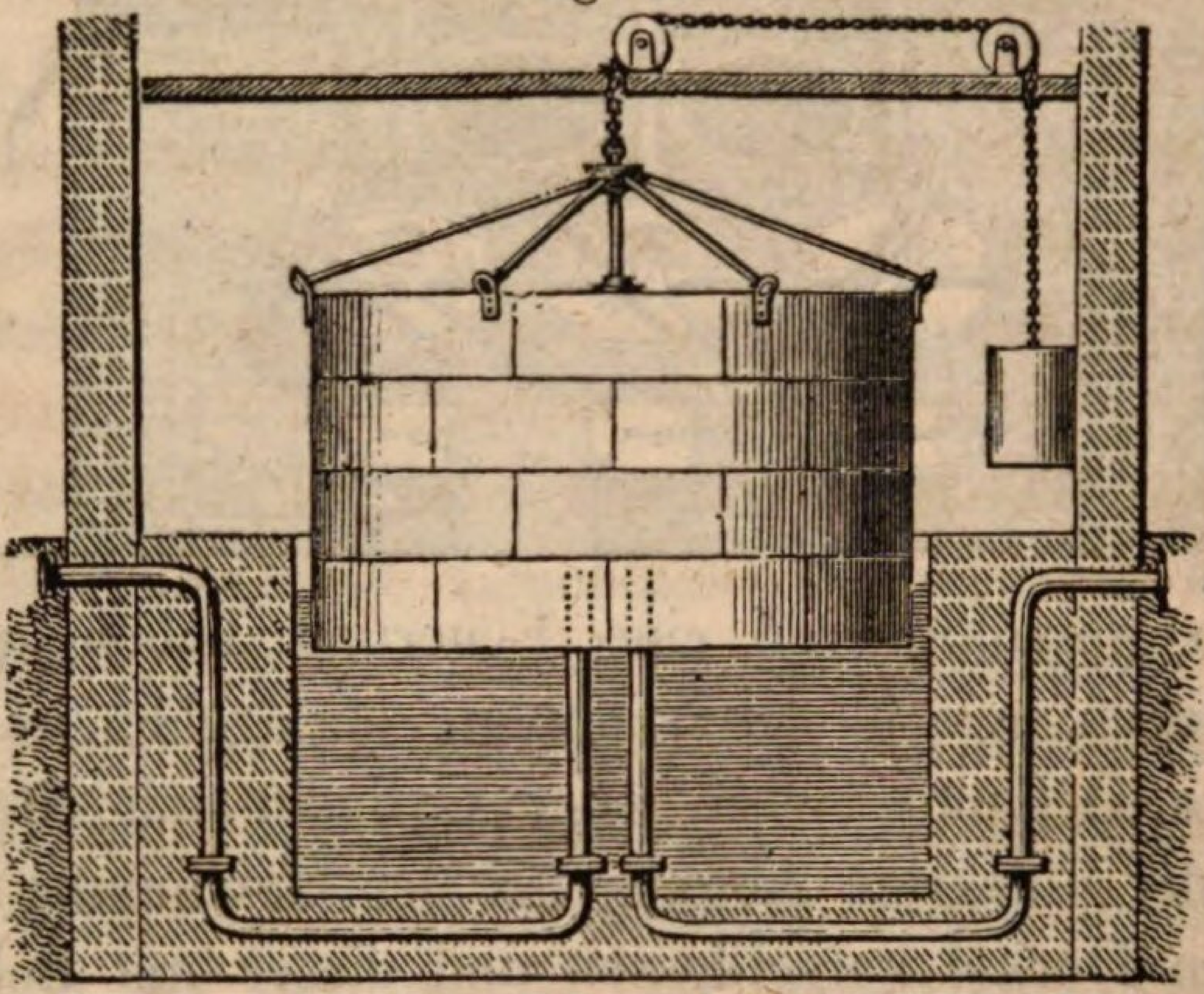
Apparat zur Darstellung des Leuchtgases.

von denen gewöhnlich 5 eine Feuerung haben und über einander liegen, wie in der Zeichnung angegeben ist. Durch die vordere Oeffnung wird jeder Cylinder mit Steinkohlen (meistens der pulverige Abgang bei der Gewinnung) gefüllt, durch einen Deckel verschlossen und dieser mit Lehm luftdicht verschmiert. Die hohe Temperatur zerlegt die Steinkohle so, dafs aus ihrem Kohlen-, Wasser-, Sauer- und Stickstoffgehalt und dem Schwefel des ihr beigemengten Schwefeleisens sowohl gasförmige Producte, nämlich: Grubengas, Leuchtgas, Kohlenoxydgas, Kohlensäure, Wasserstoff, Stickstoff, Schwefelwasserstoff und Ammoniak, als auch flüssige, nämlich harz- und theerartige Massen, brenzliche Oele und ein fester Kohlenwasserstoff, das Naphtalin, sich bilden. Alle diese Körper treten luftförmig aus der glühenden Retorte durch die Röhren *h* zunächst in den Kasten *i*, in welchem sich zum grofsen Theil die flüssigen theerartigen Stoffe verdichten und, wenn der Kasten halb voll ist, durch die Röhren *m* und *n* nach der in die Erde gemauerten Theercisterne abfliefsen. Die gasförmigen Produkte der Destillation entweichen durch das Rohr *l* und die theils unnützen, theils schädlichen Beimengungen des Leuchtgases werden bei der Weiterleitung des Gases durch einen Kasten, in welchem sich Siebe mit gelöschtem Kalk befinden, weggeschafft; hierher

gehört namentlich das Schwefelwasserstoffgas, die Kohlensäure und die Ammoniaksalze. Letztere werden noch besser entfernt durch eine Lösung von Eisenvitriol oder schwefelsaurem Manganoxydul, deren man sich neuerlichst bedient. Von den Reinigungsapparaten geht das Gas in einen grofsen

Der Gasbehälter.

Fig. 23.



Behälter (Fig. 23 das Gasometer), wo es, über Wasser abgesperrt, in der für den Verbrauch erforderlichen Menge vorräthig und unter dem Drucke gehalten wird, welcher für die beim Verbrennen zweckmäfsige Schnelligkeit des Ausströmens nothwendig ist. Ehe es vom Gasometer aus in die Ableitungsröhren geht, läfst man es, um es vom Wasserdampf möglichst zu befreien, durch einen Apparat strömen, in welchem sich Alkohol befindet.

Cyan, C^2N.

§. 116. Kohlenstoff und Stickstoff verbinden sich mit einander zu einem Gase, welches Cyan genannt wird. Dieser Name ist von dem Worte κύανος (blau) entlehnt, weil jener Körper mit Eisen eine blaue Verbindung liefert, aus welcher das Cyan an Quecksilber übertragen und aus der Quecksilberverbindung frei dargestellt werden kann.

Darstellung.

Die Darstellung des Cyans geschieht aus dem Cyanquecksilber, welches, vollkommen getrocknet, in einer Retorte mit Gasleitungsröhren erhitzt wird. Das Cyanquecksilber zerlegt sich dabei in Quecksilber und Cyangas, welches

über Quecksilber aufzufangen ist, weil es vom Wasser verschluckt wird.

§. 117. Das Cyan ist ein farbloses Gas von eigenthümlich stechendem Geruch und 1,8064 spec. Gewicht. Auf $\frac{1}{4}$ seines Volums zusammengedrückt oder einer Temperatur von — 18° ausgesetzt, verdichtet es sich zu einer farblosen Flüssigkeit, durch stärkere Kälte wird es zuletzt fest. Wasser löst 4½ Th. und Alkohol 23 Th. seines Volums Cyangas. Entzündet brennt es mit blaurother Flamme, über glühendes Kupferoxyd geleitet zerlegt es sich in Stickstoff und Kohlensäure, und zwar auf 1 Vol. Stickstoff 2 Vol. Kohlensäure. Das Gas besteht also aus 1 Vol. Stickstoff und 1 Vol. Kohlenstoffgas, condensirt von 2 Vol. auf 1 Vol. Es wird bezeichnet mit Cy und da es sich, wie die Haloïde, mit Metallen zu salzähnlichen Körpern verbindet, so pflegt man es in der Gruppirung der Körper nach ihren chemischen Eigenschaften den Haloïden beizuzählen. Die Verwandtschaft des Cyans zu den Metallen, ausgenommen zum Quecksilber, ist jedoch geringer als die der andern Haloïde; es verbindet sich mit den meisten Metallen nicht direct. Viele dieser Verbindungen sind sowohl in wissenschaftlicher als in technischer Hinsicht sehr wichtig und es werden an den geeigneten Orten mehre derselben erwähnt werden. Eigenschaften.

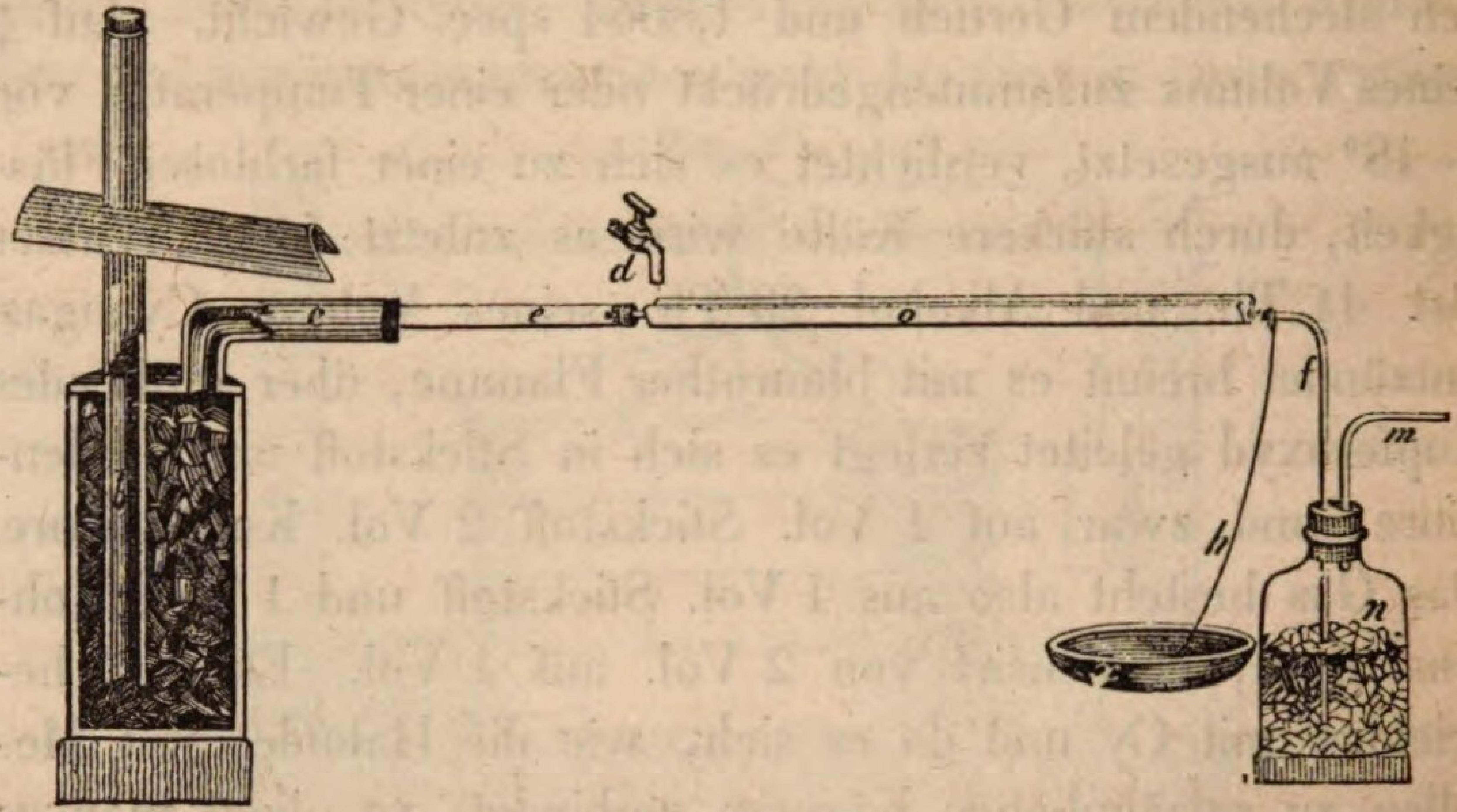
§. 118. Verbindungen des Cyans giebt es mit den meisten Metalloïden, wie mit den Metallen; sie können aber gröſstentheils nicht auf directem Wege hervorgebracht werden. Mit Sauerstoff geht das Cyan zwei Verbindungen ein, welche bei den Säuren erwähnt werden, mit Wasserstoff eine, welche ebenfalls zu den Säuren gehört und eine der giftigsten Substanzen ist; mit Chlor drei Verbindungen: eine gasförmige, flüssige und feste, mit Brom und Jod feste, sublimirbare. Verbindungen.

§. 119. Kohlenstoff und Schwefel verbinden sich mit einander zu Schwefelkohlenstoff, wenn über stark glühende Kohlen Schwefeldämpfe geleitet werden. Man bedient sich zur Darstellung dieser Verbindung eines guſseisernen Schwefelkohlenstoff, CS^2.

Cylinders (Fig. 24.), in dessen abhebbarem Deckel zwei gufseiserne Röhren, ein gerades fast bis auf den Boden reichen-

Fig. 24.

Darstellung des Schwefelkohlenstoffs.



des *b* und ein rechtwinklig gebogenes *c* eingefügt sind. In das rechtwinklig gebogene eiserne ist ein Glasrohr *e* und in dieses ein längeres *f* eingesetzt, dessen Ende durch einen Kork gehend in einer Flasche *n* unter Eis oder Wasser mündet. Das Rohr *f* wird durch kaltes Wasser, welches man aus *d* in die Rinne *o* fliefsen läfst, fortdauernd abgekühlt. In den mit Holzkohlen gefüllten, stark glühenden Cylinder werden durch das Rohr *b* nach und nach Schwefelstücken eingeworfen und nach jedesmaligem Eintragen *b* mit einem Kork verschlossen. Bei der Einwirkung des Schwefels auf die glühenden Kohlen bildet sich aufser dem Schwefelkohlenstoff noch eine wenig in Wasser lösliche Gasart, der Schwefelwasserstoff, welche durch Einwirkung auf den Wasserstoffgehalt der Kohlen entsteht und deren Ueberschufs durch das Rohr *m* entweicht. Unter dem Wasser der Flasche sammelt sich der flüssige Schwefelkohlenstoff an. Er wird, um ihn von aufgelöstem Schwefel zu befreien, nochmals für sich destillirt, und wenn er Schwefelwasserstoff enthält, mit kohlensaurem Bleioxyd geschüttelt.

Eigenschaften.

§. 120. Schwefelkohlenstoff ist eine farblose, stark lichtbrechende Flüssigkeit von 1,272 spec. Gewicht und höchst

widrigem Geruch. Er ist unlöslich in Wasser, löslich in Alkohol und Aether, kocht bei +46°, leicht entzündlich, brennt mit blauer Flamme. Er löst Schwefel und Phosphor leicht auf und besteht aus CS^2. In Bezug auf seine chemischen Eigenschaften gehört der Schwefelkohlenstoff zu den Sulphiden; denn er verbindet sich mit gewissen andern Schwefelverbindungen zu Schwefelsalzen, in denen er die Rolle der Säure spielt.

Anhang.

Die Verbrennung. Erzeugung von Licht- und Wärme.

§. 121. Das Mittel, wodurch wir uns Wärme und Licht zu verschaffen pflegen, ist die Verbrennung organischer Körper, die entweder aus fast reinem Kohlenstoff, oder aus Kohlenstoff und Wasserstoff (Terpenthinöl, Leuchtgas) oder aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff (Holz, Torf, Talg, Oel, Wachs u. s. w.) bestehen. Jede Verbrennung ist Oxydation, ein chemischer Procefs, und bei diesem wird Wärme frei, oft auch findet Lichtentwickelung statt, diese jedoch nur dann, wenn durch die entstandene Wärme ein fester Körper mindestens bis zur Rothgluth (ungefähr 600°) erhitzt wird. Dies geschieht z. B. wenn in die Flamme brennenden Wasserstoffgases, welche fast gar nicht leuchtet, ein Eisendraht oder Platindraht gehalten wird. Licht- und Wärme-Entwickelung stehen nicht in proportionalem Zusammenhange. Nicht jeder verbrennende Körper, der eine grofse Menge Wärme erzeugt, verbreitet auch ein starkes Licht. Beisp.: Die Wasserstoffflamme leuchtet nicht und besitzt doch eine Temperatur von über 1000°, eine viel höhere, als sie brennendes Wachs oder Oel hervorbringen.

§. 122. Die durch Verbrennung entwickelte Wärme bekommen zunächst die Produkte der Verbrennung. Wenn daher eine Verbrennung in reinem Sauerstoffgas geschieht und dazu

nicht mehr Sauerstoff angewendet wird, als gerade zur Oxydation der brennbaren Substanzen ausreicht, so bekommen die Verbrennungsprodukte sämmtliche Wärme und die Temperatur ist die gröſste, welche aus dem zur Verbrennung verwandten Stoff zu erzeugen war. Geschieht aber die Verbrennung in atmosphärischer Luft, so theilt sich die entstandene Wärme in die Verbrennungsproducte und in den Stickstoff. Die Producte der Verbrennung benutzen wir zum Heitzen, d. h. zur Mittheilung ihrer Wärme an andere Körper, denen wir eine erhöhte Temperatur mitzutheilen wünschen.

Verbrennen mit Flamme.

§. 123. Die brennbaren Körper verbrennen entweder mit oder ohne Flamme, ersteres, wenn aus dem brennenden Körper verbrennliche Gase sich entwickeln oder er selbst ein brennbares Gas ist, letzteres, wenn er weder selbst ein brennbares Gas ist, noch aus ihm durch Wärme brennbare Gase entwickelt werden können. Das Leuchten einer Flamme hängt von der Ausscheidung fester Körper ab, welche in ihr bis zum Glühen erhitzt werden. Brennendes Waserstoffgas leuchtet nicht, weil das Verbrennungsprodukt desselben, das Wasser, luftförmig ist; hält man aber Kreide oder Eisendraht in dasselbe, so wird ein starkes Licht erzeugt. Beim brennenden Phosphor ist die Flamme gasförmiger Phosphor, der leuchtende Theil derselben feste Phosphorsäure, welche erst bei der Weiſsgluth gasförmig ist.

Die Bestandtheile verschiedener Flammen.

§. 124. Die Flamme eines einfachen Körpers besteht nur aus zwei Theilen, aus dem gasförmigen einfachen Stoffe z. B. Wasserstoff und dem Verbrennungsproducte, dem Wassergas und dem Stickstoff der Luft; bei der Spiritusflamme ist der dunkle innerste Theil der gasförmige Spiritus, die Hülle davon Kohlensäure, Wassergas und Stickstoff. Die Flamme des Leuchtgases aber und die von unsern gewöhnlichen Leuchtmaterialien, z. B. des Oels, Wachses u. a. ist zusammengesetzter, sie besteht aus dem innersten Theile *b* (Fig. 25.), welcher das gasförmige Brennmaterial enthält, d. h. Producte der Einwirkung der

Fig. 25.



Wärme, welche sich während der Verbrennung erzeugen, auf das feste (Talg, Holz, Wachs) oder flüssige (Oel) Brennmaterial (es sind diese Produkte Kohlenwasserstoffe, welche nach dem Ausblasen des Lichtes sich wieder anzünden lassen); der leuchtende Theil *c* enthält die Kohle, welche sich durch Zersetzung der kohlereicheren in kohleärmere Kohlenwasserstoffe in der brennenden Flamme ausscheidet und zum Glühen kommt, die äufserste Hülle *ee* besteht aus den vollständigen Verbrennungsproducten, aus Kohlensäure, Wasser und dem Stickstoff der Luft. Diese Hülle ist am wenigsten leuchtend, aber am heifsesten in ihren oberen Theilen, weniger heifs in den unteren bei *i*, wo durch die stets neu zuströmende Luft die Temperatur so erniedrigt wird, dafs sich Kohlenoxyd bildet (wie die blaue Farbe der Flamme zeigt). [Experimente: Platindraht in die Wasserstoffflamme, Porzellanschale in die Flammen halten; Drahtnetz in die Mitte derselben; brennende Kerze ausblasen und den aufsteigenden Rauch wieder anzünden.)

§. 125. Die Kohle, welche sich in der leuchtenden Hülle *c* befindet, wird ringsum an den Kanten, wenn der sauerstoffhaltige Luftstrom sie trifft, vollständig oxydirt, sobald die Menge derselben im Verhältnifs zur zuströmenden Luft nicht zu grofs ist. In letzterem Falle aber wird ein Theil der ausgeschiedenen Kohle unverbrannt durch den Strom in die Höhe gerissen und verbreitet sich als schwarzer Rauch in der Luft. Diesem Uebelstande, der bei grofsen zu Wärmeerzeugung bestimmten Feuerungen einen Verlust an Wärme, die das Brennmaterial geben könnte, und bei Leuchtmaterialien eine Verdunkelung der Flamme und belästigenden Dampf erzeugt, sucht man durch eine gehörige Regulirung der zum brennenden Körper zuströmenden Luft vorzubeugen. Bei Feuerstätten geschieht es durch eine angemessene Höhe des Schornsteins und bei Spiritus-, Oel-, Lampen- und Gasflammen durch einen Cylinder aus Eisenblech oder Glas von passender Weite und Höhe und durch den doppelten Luftzug, der

Künstlicher Luftzug.

durch Gebrauch runder Dochte und diesen entsprechender Construction der Lampe hervorgebracht wird.

Gewinnung von Russ.

§. 126. Will man aber diese Kohle, welche in sehr fein vertheiltem Zustande sich befindet, zu technischen Zwecken gewinnen, so mufs man zu den brennenden Körpern nur einen sehr unvollständigen Luftzutritt gestatten und den Luftstrom durch einen seitlich geschlossenen Raum leiten, in welchen sich die Kohle absetzen kann. Dies geschieht häufig und man nennt die so gewonnene Kohle Kienrufs, weil zu ihrer Darstellung meistens das Harz der Nadelhölzer (Kiefern, Fichten), auch wohl harzreiche Holzstücken angewendet werden.

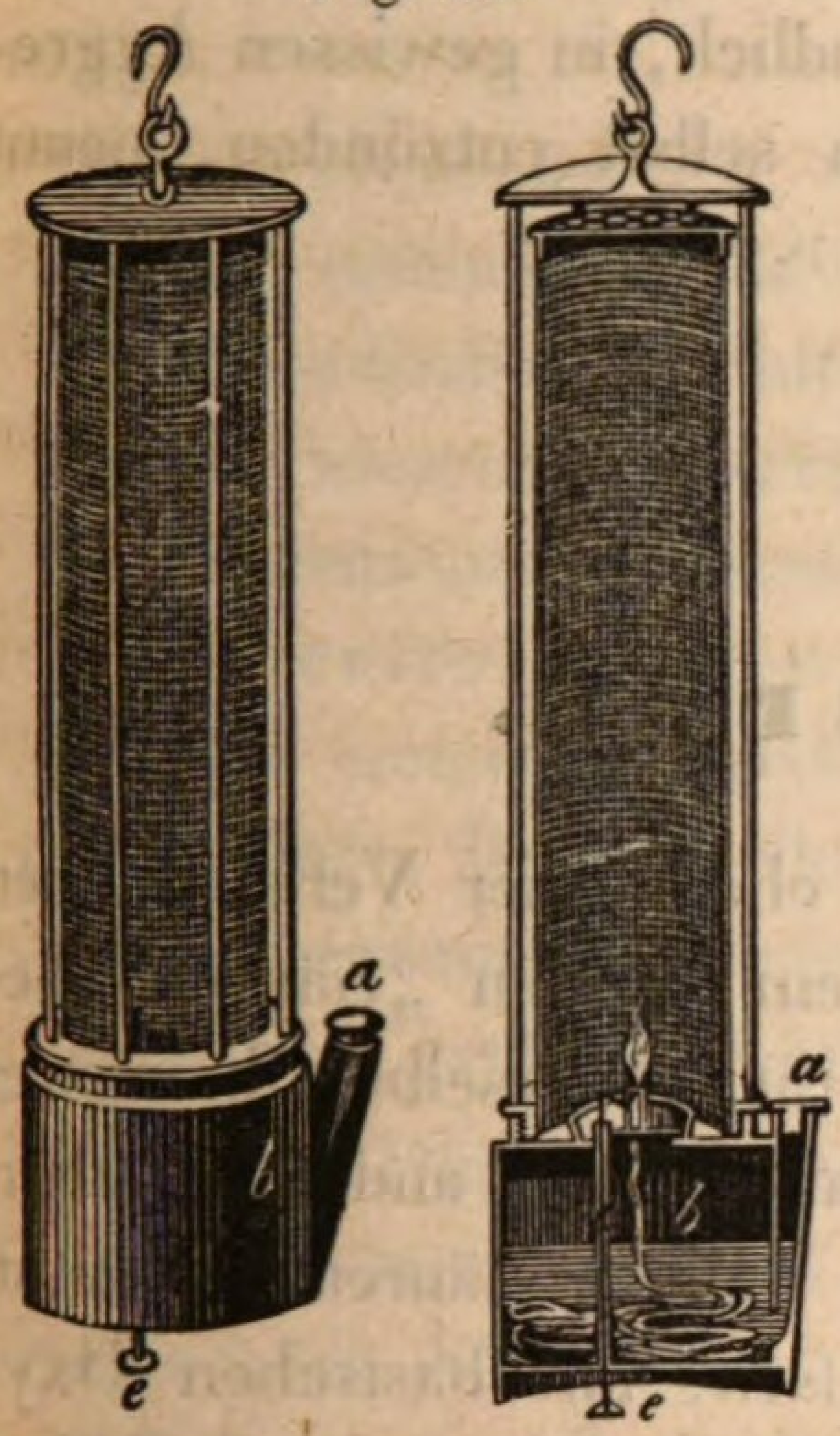
§. 127. Zum Entzünden und Fortbrennen der Körper gehört nothwendig zweierlei: Sauerstoffgas, ohne welches keine Oxydation statt finden kann, und eine gewisse Wärmemenge, welche wenigstens bei den Stoffen, deren wir uns gewöhnlich zur Licht- und Wärme-Erzeugung bedienen, erforderlich ist, um die Oxydation einzuleiten und fortzusetzen. Man kann daher brennende Körper auf zweifache Weise auslöschen, durch Entziehung der sauerstoffhaltigen Luft und durch Erkältung. Beides zugleich geschieht z. B. wenn brennendes Holz mit einer hinreichenden Menge Wasser übergossen wird. Sauerstoffentziehung findet statt, wenn auf eine brennende Lampe eine Kappe gesteckt oder wenn glühende Kohlen mit Sand überdeckt werden, oder wenn man in einem brennenden Schornstein unten Schwefel anzündet, wodurch eine die Verbrennung nicht unterhaltende Luftart sich erzeugt. Abkühlung tritt ein, wenn z. B. glühendes Eisen vor dem Gebläse aus den Kohlen weggenommen, oder wenn man in eine Flamme ein Drahtnetz (mit 400 Maschen auf den Quadratzoll und aus Draht von $\frac{1}{40}$—$\frac{1}{50}$ Zoll Dicke angefertigt) hält.

Die Sicherheitslampe.

§. 128. Aus solchem Metallnetz besteht die Davysche Sicherheitslampe (s. oben p. 73.). Der untere Theil derselben ist der Oelbehälter, in welchen durch die mit einem Schraubendeckel *a* verschliefsbare Oeffnung das Oel eingegossen

wird. Der in einer Stopfbüchse bewegliche an dem einen

Fig. 26.



Ende krumm gebogene Draht *e* dient zum Putzen des Dochtes, damit man nicht deſshalb den obern Theil, das in Metallstäbe eingespannte Drahtnetz, abzuschrauben braucht. Es können die schlagenden Wetter ins Innere zur Flamme dringen und dort sich entzünden, das Drahtnetz verhindert durch die Erkaltung das Brennen auſserhalb der Lampe, wenn nicht durch zu häufige Wiederholung der Entzündung das Netz so heiſs wird, daſs es die Fortsetzung der Entzündung nach auſsen nicht mehr hemmen kann.

Entzündlichkeit brennbarer Körper.

§. 129. Die Entzündlichkeit der Körper d. h. die Temperatur, bei welcher sich brennbare Körper mit dem Sauerstoff verbinden, ist nicht bei allen dieselbe, ja sie ist sogar bisweilen für ein und denselben Körper verschieden, je nachdem er sich in verschiedenen Zuständen befindet. Manche bedürfen, um sich zu oxydiren, gar keiner erhöhten Temperatur z. B. das Stickoxydgas, andere einer nur wenig erhöhten, andere einer sehr hohen Temperatur z. B. Diamant, Graphit, Holzkohle, Eisen. Die leichtere oder schwerere Oxydirbarkeit hängt nicht zusammen mit der Verwandtschaftskraft des Körpers zum Sauerstoff, denn Kohle hat eine gröſsere Verwandtschaft als Phosphor und doch bedarf sie einer viel höhern Temperatur zum Brennen. Das Eisen, die Kohle und einige andere Metalle, welche in gewissen Formzuständen, als dichte Massen, schwer entzündlich sind, kann man jedoch in einen Zustand versetzen, in welchem sie ohne Anwendung von Wärme blos wenn sie mit der sauerstoffhaltigen Luft in Berührung kommen, unter Funkensprühen verbrennen; z. B. wenn Eisenoxyd bei gelinder Wärme durch Wasserstoffgas

Pyrophore.

reducirt wird und wenn Kohle, frisch gebrannt, fein pulverisirt und in grofsen Massen der Luft ausgesetzt wird. Solche Körper, die sonst nicht leicht entzündlich, in gewissen Aggregatzuständen an der Luft sich von selbst entzünden, nennt man Pyrophore.

Die Säuren.

Merkmale der Säuren.

§. 130. Eine gewisse Classe chemischer Verbindungen hat man in früheren Zeiten mit dem Namen „Säuren" bezeichnet, weil als wesentlicher Character derselben ihr saurer Geschmack galt. Später wurden aber auch andere Verbindungen, denen diese Eigenschaft fehlte, Säuren genannt, wenn sie nur die Eigenschaft besafsen, mit basischen Oxyden sich zu vereinigen. Die Eigenschaften, welche den Character einer Säure ausmachen, sind folgende:

1) der saure Geschmack,

2) das Vermögen, blaue Pflanzenfarben zu röthen,

3) das Vermögen, mit basischen Oxyden Salze zu bilden.

Von diesen Eigenschaften fehlen die erste und zweite mehren Säuren, die dritte aber keiner. Der saure Geschmack hängt von der Löslichkeit der Säure ab, ist letztere unlöslich, so besitzt sie überhaupt keinen Geschmack, z. B. die Kieselsäure.

Eintheilung der Säuren.

§. 131. Die Säuren werden gebildet entweder durch Verbindung eines Metalloïdes oder Metalles mit Sauerstoff oder durch Verbindung eines Metalloïds, namentlich der Haloïde, mit Wasserstoff. Erstere heifsen Sauerstoffsäuren, letztere Wasserstoffsäuren. Radical (Grundlage) nennt man den elektropositiven Bestandtheil der die Säure zusammensetzenden Elemente. In der Schwefelsäure ($\dddot{S}$) ist Schwefel, in der Phosphorsäure ($\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$) Phosphor das Radical, in der Chlorwasserstoffsäure (HCl), Jodwasserstoffsäure (HJ) und Cyan-

wasserstoffsäure (HCy) ist Wasserstoff das Radical. Nach der verschiedenen Zusammensetzung theilt man die Säuren ein in

A. Sauerstoffsäuren:
 1) mit einfachem Radical, z. B. Schwefelsäure, Jodsäure, Arseniksäure, Kohlensäure;
 2) mit zusammengesetztem Radical, z. B. Essigsäure, Citronensäure, Cyansäure, Hippursäure.

B. Wasserstoffsäuren:
 1) mit einfachem elektronegativen Bestandtheil, z. B. Chlor-, Brom-, Fluorwasserstoffsäure;
 2) mit zusammengesetztem elektronegativen Bestandtheil, z. B. Cyanwasserstoffsäure.

Unterschied zwischen Sauer- und Wasserstoff-säuren.

§. 132. Die Sauerstoffsäuren unterscheiden sich von den Wasserstoffsäuren dadurch, dafs bei ersteren das Radical der verschiedenen Säuren ein anderes ist, während bei den Wasserstoffsäuren das Radical immer dasselbe ist, nämlich Wasserstoff. Sie unterscheiden sich aber auch dadurch, dafs die Sauerstoffsäuren mit dem basischen Oxyde ohne Zersetzung sich verbinden, während die Wasserstoffsäuren ihren Wasserstoff an den Sauerstoff des Oxyds abtreten und der elektronegative Bestandtheil derselben mit dem Metall des Oxyds eine Verbindung eingeht. Beisp.: Schwefelsäure, $\dddot{S}$, vereinigt sich direct mit Bleioxyd, $\dot{Pb}$, zu schwefelsaurem Bleioxyd $\dot{Pb}\dddot{S}$; Chlorwasserstoffsäure und Bleioxyd geben aber nicht $\dot{Pb}HCl$, sondern $\dot{H}$ und $PbCl$.

Organische Säuren.

§. 133. Die Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical gehören meist in das Gebiet der organischen Chemie; ihr Radical besteht entweder aus 2 Elementen: Kohlenstoff und Wasserstoff, oder aus 3, Kohlen-, Wasser- und Stickstoff. Bei vielen ist es noch nicht entschieden, ob aller in der Säure enthaltene Kohlen-, Stick- und Wasserstoff als Radical anzusehen sei, oder ob nicht ein Theil dieser Elemente zusammengehört und als indifferenter Körper mit einem andern Theil der Bestandtheile gepaart die Säure bildet.

§. 134. Die Säuren finden sich in allen 3 Aggregatzuständen: fest, flüssig und gasförmig. Beisp.: Kieselsäure, Salpetersäure, Kohlensäure.

Lösung der Säuren in Wasser.

§. 135. Bei weitem die meisten Säuren lösen sich in Wasser auf und werden in solcher Lösung angewendet. Man kann das Wasser in beliebiger Menge zusetzen und sie entweder in starkem (concentrirtem) oder verdünntem (diluirtem) Zustande anwenden. Von dem Wasser, welches zu einer wasserfreien Säure gebracht wird, binden die meisten Säuren eine gewisse Quantität chemisch so fest, daſs man es nur durch Hinzufügen eines stärkeren basischen Oxyds abzuscheiden im Stande ist, selten durch erhöhte Temperatur.

Verbindung des Wassers mit Säuren, Hydrate.

Der Sauerstoffgehalt einer solchen Wassermenge steht stets mit dem Sauerstoffgehalt der Säure in einem bestimmten und einfachen Zahlenverhältniſs und vertritt alsdann die Stelle eines basischen Oxyds. Diese Verbindungen der Säuren mit Wasser werden Hydrate genannt. Von dem im Uebermaaſs zugesetzten Wasser einer verdünnten Säure kann man in der Regel durch Erhitzen so viel entfernen, bis nur das chemisch gebundene Wasser zurückbleibt. (Beispiele s. u. bei der Salpetersäure und Schwefelsäure.)

Sättigungscapacität der Säuren.

§. 136. Gleicherweise wie der Sauerstoffgehalt des chemisch gebundenen Wassers steht auch der Sauerstoffgehalt eines basischen Oxyds, mit welchem sich eine Säure vereinigt hat, in einfachem Zahlenverhältniſs zum Sauerstoffgehalt der Säuren. Berechnet man von der Menge Basis, welche 100 Th. einer Säure zu sättigen, d. h. die wesentlichsten Eigenschaften der Säure aufzuheben, erforderlich ist, den Sauerstoffgehalt, so giebt die gefundene Zahl die Sättigungscapacität der Säure an. Diese ist gleich für ein und dieselbe Säure auch bei ihrer Verbindung mit den verschiedensten Oxyden, und die Zahl, welche die Sättigungscapacität angiebt, steht in einfachem Verhältniſs zu den Atomen Sauerstoff, welche die Säure enthält. Beisp.: 100 Th. Schwefelsäure, $\dddot{S}$, bestehen aus 60,0 Sauerstoff und 40,0 Schwefel, und erfordern zu ihrer Sättigung

278,90 Th. Bleioxyd, welche 20,00 Th. Sauerstoff enthalten
101,32 - Zinkoxyd, - 20,00 - - -
270,00 - Quecksilberoxyd, - 20,00 - - -
Die Sättigungscapacität der Schwefelsäure ist also 20,00 oder, da 100 Th. 60,00 Th. Sauerstoff und 1 Atom Schwefelsäure 3 Atome Sauerstoff enthalten $\frac{60,00}{20,00} = \frac{1}{3}$ (ihres Sauerstoffgehalts).

100 Th. Salpetersäure bestehen aus 74,07 Sauerstoff und 25,93 Stickstoff und sie bedürfen zu ihrer Sättigung
206,6 Th. Bleioxyd, welche 14,81 Th. Sauerstoff enthalten.
200,0 - Quecksilberoxyd, - 14,81 - - -
Die Sättigungscapacität der Salpetersäure ist also, da sie 5 Atome Sauerstoff enthält $= \frac{74,07}{14,81} = \frac{1}{5}$ ihres Sauerstoffgehalts.

§. 137. Die wissenschaftliche Benennungsweise der Säuren ist gewöhnlich die, dafs man bei den Sauerstoffsäuren den Namen des Radicals, bei den Wasserstoffsäuren den Namen der die Säure ausmachenden Bestandtheile mit „Säure" zusammensetzt, z. B. Schwefel-säure, Jod-säure, Chlor-wasserstoff-säure. Sind von einem und demselben Radical mehre Säuerungsstufen vorhanden, so bezeichnet man die niedrigern Stufen mit einem Adjectivum, welches aus dem Namen des Radicals mit der Endung „ig" gemacht ist (z. B. schweflige Säure und bei noch niedrigeren Stufen durch die Vorsetzsylbe „unter", z. B. unterschweflige Säure, Unterschwefelsäure), die höhern Stufen mit der Vorsetzsylbe „Ueber" (z. B. Ueberchlorsäure). Die ältern, längst üblichen und allgemein gebräuchlichen Namen (Trivialnamen) der häufig zur Anwendung kommenden Säuren hat man nicht verdrängt, sondern meistens beibehalten und sie sind entweder die ausschliefsliche Bezeichnungsweise einer Säure, z. B. Salpetersäure (die eigentlich Stickstoffsäure heifsen sollte) oder sie sind gleichzeitig mit dem wissenschaftlichen Namen im Gebrauch, z. B. Salzsäure neben Chlorwasserstoffsäure.

Nomenclatur der Säuren.

Es werden hier nur die Säuren, welche durch Metal-

loïde gebildet werden, abgehandelt, während diejenigen Sauerstoffsäuren, deren Radical ein Metall ist, später bei den betreffenden Metallen ihre Erwähnung finden werden.

A. Sauerstoffsäuren.

I. Sauerstoffsäuren mit einfachem Radical.

1. Säuren des Stickstoffs.

a) Salpetersäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$.

Vorkommen. §. 138. Diese Säure findet sich in der Natur nicht in freiem Zustande, in sehr geringen Mengen mit Ammoniak verbunden im Regenwasser, reichlicher in Verbindung mit Kali, Kalkerde und Natron. Das salpetersaure Kali, der natürliche Salpeter, und das salpetersaure Natron, der cubische oder Chili-Salpeter, sind die Salze, aus denen die Salpetersäure in gröfsern Massen gewonnen wird. Durch directe Verbindung des Stickstoffs mit dem Sauerstoff vermittelst des elektrischen Funkens kann Salpetersäure erzeugt werden, jedoch nur, wenn das Gasgemenge mit der Lösung einer starken Basis z. B. Kali oder Kalkerde in Berührung ist.

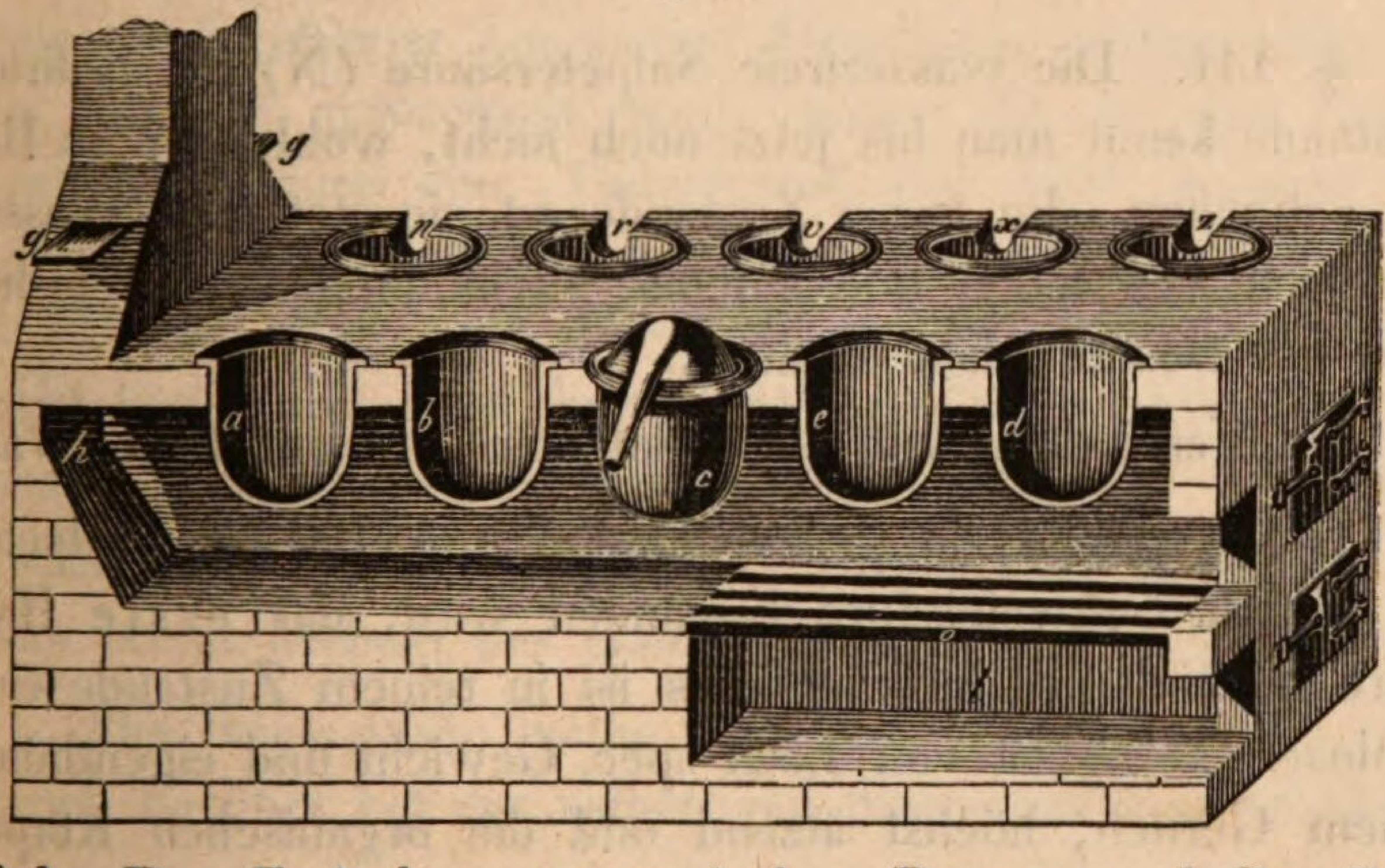
Darstellung der Salpetersäure. §. 139. 100 Th. Salpeter ($\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$) werden mit 97 Th. englischer Schwefelsäure, $\dot{H}\dddot{S}$, übergossen (d. i. 1 Atomgew. Salpeter mit 2 Atomgew. Schwefelsäure) und in einer Retorte mit Vorlage der Destillation unterworfen. Zur völligen Zersetzung von 1 Atom $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$ wäre eigentlich nur 1 Atom $\dot{H}\dddot{S}$, d. i. dem Gewichte nach $48\frac{1}{2}$ Th. $\dot{H}\dddot{S}$ auf 100 Th. $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$, erforderlich und es würden sich dann $\dot{K}\dddot{S}$ und $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$ bilden. Da aber wegen der grofsen Neigung des $\dot{K}$, ein saures Salz mit $\dddot{S}$ zu bilden, eine so hohe Temperatur zur völligen Austreibung der Salpetersäure angewendet werden müfste, dafs dieselbe sich dabei zum Theil in ihre Bestandtheile zerlegen

würde, so wendet man 2 Atomgewichte Schwefelsäure an und das Resultat der Einwirkung ist: $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ und $2.\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot}{S}$ = $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{S} + \dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot}{S}$ d. i. zweifach-schwefelsaures Kali und $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ d. i. wasserhaltige Salpetersäure, Salpetersäurehydrat.

Fabrikmässige Gewinnung der Salpetersäure,

§. 140. Die Darstellung der Salpetersäure in Fabriken geschieht meist in Galeerenöfen (Fig. 27.), oder auch in eisernen Cylindern. Die Galeerenöfen enthalten je zwei Feuerungen, über jeder eine Reihe von eisernen Capellen *a*, *b*, *c* u. s. w., deren Boden mit einer dünnen Lage Sand bestreut und mit einer Glasretorte, in welcher sich die Mischung von Salpeter und Schwefelsäure befindet, besetzt

Fig. 27.



in Galeerenöfen,

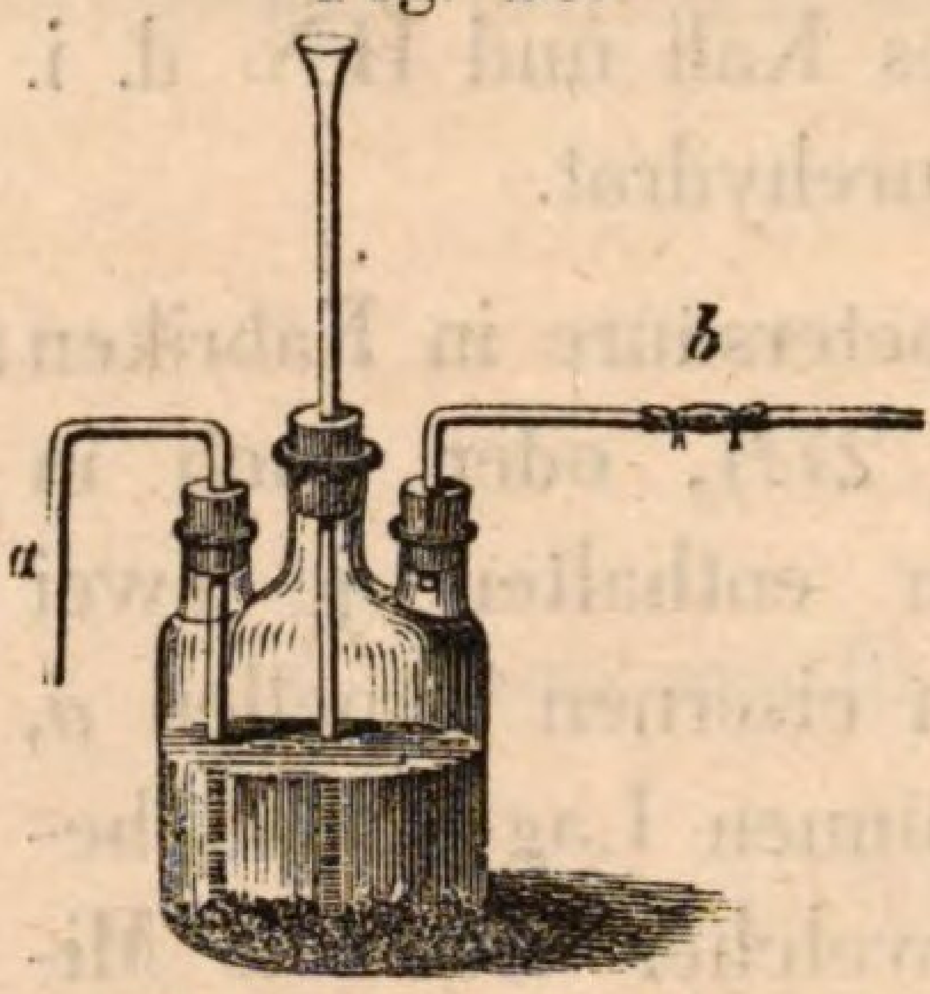
wird. Der Zwischenraum zwischen Retorte und Capellenwand wird mit Sand ausgefüllt. Mit dem Hals der Retorte wird eine geräumige Vorlage verbunden, damit die umgebende Luft sie hinreichend abkühlen kann und kein Wasser zur Kühlung angewendet werden mufs.

in eisernen Cylindern.

Die eisernen Cylinder sind inwendig mit einer Lage Steine von ein Paar Zoll Dicke ausgemauert, ihre Deckel werden luftdicht angekittet und jeder derselben hat eine Oeffnung; zu der einen wird die Schwefelsäure eingegossen und aus der andern die Salpetersäuredämpfe in die Vorlagen abgeleitet. Letztere bestehen meistens aus Steingut und sind

Kruken mit 3 Hälsen (Woulf'sche Flaschen), in deren ersten das Ableitungsrohr aus der Retorte unter Wasser einmündet; aus dem letzten führt ein anderes Rohr in eine eben solche Flasche, um etwa entweichende Salpetersäure in dieser zweiten zu verdichten, und der mittlere ist mit einer an beiden Enden offenen Glasröhre versehen, um bei vermindertem Druck als Sicherheitsröhre zu dienen. Die auf diese Weise dargestellte und mit Wasser verdünnte Salpetersäure heifst S c h e i d e w a s s e r und ist gewöhnlich nicht chemisch rein.

Fig. 28.



Eigenschaften. §. 141. Die wasserfreie Salpetersäure ($\overset{\therefore}{N}$) im isolirten Zustande kennt man bis jetzt noch nicht, wohl aber an Basen gebunden. Im freien Zustande ist sie stets mit Wasser chemisch verbunden und solcher Verbindungen sind bisher zwei mit Bestimmtheit ermittelt:

Erstes Hydrat, $\dot{H}\overset{\therefore}{N}$. die Verbindung von 1 At. Salpetersäure mit 1 At. Wasser: $\dot{H}\overset{\therefore}{N}$, welche durch Destillation von 100 Th. Salpeter mit 97 Th. Schwefelsäure gewonnen wird, das e r s t e H y d r a t der Salpetersäure. Dieses ist in reinem Zustande eine farblose Flüssigkeit von 1,521 spec. Gewicht und eigenthümlichem Geruch, höchst ätzend und die organischen Körper zerstörend. Sie enthält 14,25 pCt. Wasser, kocht bei $+86^0$ und wird unter -40^0 fest. Der Luft ausgesetzt bildet sie weifse Nebel, indem sie Wasser anzieht, am Sonnenlichte färbt sie sich gelb, indem sie theilweis zerlegt wird in Sauerstoffgas und eine niedrigere Säuerungsstufe des Stickstoffs, welche in dem unzersetzten Theil sich mit gelber Farbe auflöst. Dasselbe geschieht bei wiederholter Destillation der reinen Säure. In starker Glühhitze wird sie in ihre Bestandtheile, Sauerstoff und Stickstoff, zerlegt, bei schwacher Glühhitze in salpetrige Säure und Sauerstoff. Versucht man durch einen Körper, der stärkere Verwandtschaft zum Wasser hat,

der Salpetersäure das 1 At. $\dot{H}$ zu entziehen, so zerlegt sie sich in salpetrige Säure und Sauerstoff. Sie läfst sich in allen Verhältnissen mit Wasser mischen, und in diesen Gemischen steigt der Kochpunkt bis auf einen gewissen Punkt, wo er bei weiterm Zusatz von Wasser wieder abnimmt. Dieser Punkt ist 123° und die wässerige Salpetersäure, welche hierbei kocht, ist

Zweites Hydrat, $\dot{H}^4\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$.

das zweite Hydrat, welches 40 p. C. Wasser d. i. auf 1 At. Salpetersäure 4 At. Wasser enthält $\dot{H}^4\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$. Man gewinnt diese Salpetersäure, wenn zu dem ersten Hydrat gerade so viel Wasser hinzugesetzt wird, dafs auf 100 Th. $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ $42\frac{1}{2}$ Th. $\dot{H}$ kommen, oder wenn eine mit mehr Wasser verdünnte Salpetersäure einer langsamen Destillation unterworfen und die Vorlage gewechselt wird, wenn die in der Retorte kochende Säure eine Temperatur von 123° erreicht hat. Dieses zweite Hydrat ist eine farblose, nicht rauchende Flüssigkeit von 1,42 spec. Gewicht, die am Sonnenlichte sich nicht verändert. Von ihren 4 Atomen Wasser können durch Destillation mit concentrirter Schwefelsäure (auf 1 Th. $\dot{H}^4\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ höchstens 5 Th. $\dot{H}\dddot{S}$) 3 Atome Wasser entzogen werden und man erhält alsdann das erste Hydrat.

Die sogenannte rothe rauchende Salpetersäure wird gleich nachher bei der salpetrigen Säure erwähnt werden.

Die Salpetersäure gehört zu den stärksten Säuren und wird vielfach in Künsten und Gewerben (Kupferstecherei, Färberei) angewendet. Ihre Anwendung beruht meist auf ihrer oxydirenden Eigenschaft. Mit Metallen und organischen Körpern in Berührung gebracht zerlegt sie sich leicht und giebt einen Theil ihres Sauerstoffs ($\frac{3}{5}$ oder $\frac{2}{5}$) an dieselben ab, während der übrige Theil, mit Stickstoff verbunden, entweder als $\ddot{N}$ entweicht oder als $\dddot{N}$ sich auflöst. Sie verbindet sich mit allen basischen Oxyden und liefert mit ihnen in Wasser lösliche Salze, welche, getrocknet und geglüht, die Salpetersäure nicht völlig unzerlegt abgeben.

Die Schiess-baumwolle. §. 142. Sehr bemerkenswerthe Verbindungen geht die Salpetersäure mit organischen Körpern ein und unter diesen ist eine der interessantesten die mit der Baumwollenfaser, welche unter dem Namen Schiefsbaumwolle bekannt geworden ist. Man gewinnt diese durch Eintauchen von Baumwolle in rothe rauchende Salpetersäure oder in ein Gemisch derselben mit einem gleichen Raumtheile $\dot{H}\dddot{S}$. Die dadurch entstandene Verbindung hat die Eigenschaft, durch erhöhte Temperatur oder durch starken Schlag sich in gasförmige Bestandtheile zu verwandeln und dadurch eine der des Schiefspulvers gleiche Wirkung hervorzubringen. Man hat daher auch diese Substanz neuerlich statt des Pulvers anzuwenden versucht, sie eignet sich aber wegen ihrer leichten Zersetzbarkeit und des grofsen Raumes beim Transport weniger zu Gewehrladungen als beim Bergbau zu Sprengladungen.

b) Salpetrige Säure, $\dddot{N}$.

Vorkommen. §. 143. Nicht fertig gebildet, weder isolirt, noch in Verbindung; mufs künstlich dargestellt werden.

Darstellung. §. 144. Man leitet 4 Vol. Stickstoffoxyd und 1 Vol. Sauerstoffgas in ein stark erkaltetes Gefäfs. Oder es wird die stark abgekühlte rauchende Salpetersäure (s. u.) mit so viel Wasser versetzt, bis sich eine untere dunkelblaugrüne und eine obere grasgrüne Schicht gebildet haben. Letztere, langsam destillirt, giebt im Destillat die salpetrige Säure. Auch erhält man diese Säure durch Destillation von Stärkemehl mit Salpetersäure.

Eigenschaften. §. 145. Die reine salpetrige Säure ist im freien Zustande vielleicht noch nicht bekannt. Die durch Verbindung des Stickoxyds mit Sauerstoff entstandene Flüssigkeit ist blau, bei —20° farblos, fängt bei —2° an zu kochen und stöfst dunkelgelbe rothe Dämpfe aus. Mit Wasser über 0° entwickelt sie unter Aufbrausen Stickoxydgas und im Wasser ist alsdann Salpetersäure enthalten. Die aus der rauchenden Salpetersäure erhaltene grüne Flüssigkeit ist bei gewöhnlicher

Temperatur als solche zu erhalten, bei — 34°5 wird sie fest, im übrigen zeigt sie dieselben Eigenschaften wie die blaue; sie ist aber wahrscheinlich eine mit salpetriger Salpetersäure verunreinigte salpetrige Säure.

Mit Basen läfst sich die salpetrige Säure direct nur schwer vereinigen, aber auf indirectem Wege stellt man eine grofse Anzahl salpetrigsaurer Salze dar durch gelindes Glühen des salpetersauren Kalis oder Natrons, wobei sie sich unter Sauerstoffentwickelung in $\dot{K}\dddot{N}$ oder $\dot{Na}\dddot{N}$ verwandeln. Die Verwandtschaft dieser Säure zu den Basen ist nur schwach und ihre Verbindungen werden schon durch sehr schwache Säuren zersetzt, ja sie ist sogar im Stande, sich selbst mit starken Säuren zu vereinigen. Eine solche Verbindung ist z. B. die salpetrige Salpetersäure. Die Darstellung dieser Säure geschieht am besten durch Destillation des salpetersauren Bleioxyds unter starker Abkühlung der Vorlage. Man erhält so eine gelbrothe Flüssigkeit von 1,42 spec. Gewicht, welche bei + 28° kocht, an der Luft dicke rothe Dämpfe ausstöfst und bei — 13,5° fest wird. Diese Verbindung besteht aus $\dddot{N}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ und ist in der rauchenden Salpetersäure in gröfserer oder geringerer Menge enthalten.

Salpetrige Salpetersäure.

§. 146. Die rauchende Salpetersäure gewinnt man in der Regel durch Destillation von 100 Th. Salpeter mit $48\frac{1}{2}$ Th. englischer Schwefelsäure, wobei anfangs eine ziemlich farblose Flüssigkeit, $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$, übergeht; später aber bilden sich dicke rothe Dämpfe, die salpetrige Salpetersäure, welche vom $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ aufgenommen werden und die rothe rauchende Salpetersäure bilden. Diese besteht also aus einer Auflösung von salpetriger Salpetersäure in dem ersten Hydrat. Die rauchende Salpetersäure zeichnet sich durch besonders stark oxydirende Eigenschaft aus und verdankt diese hauptsächlich der in ihr enthaltenen sehr leicht zersetzbaren salpetrigen Säure.

Die rauchende Salpetersäure.

Die salpetrige Säure verbindet sich auch mit Schwefelsäure (s. u. §. 157.).

2. Säuren des Schwefels.

§. 147. Der Schwefel bildet 7 verschiedene Säuerungsstufen, von denen jedoch nur 3 ausführlicher behandelt werden sollen, obwohl in wissenschaftlicher Beziehung alle von Interesse sind; denn bei keiner Säure mit einfachem Radical kennt man so viele Verhältnisse, in denen das Radical sich mit Sauerstoff verbindet, als beim Schwefel. Die 4 schon längere Zeit bekannten Oxydationsstufen dieses Metalloïdes heifsen Schwefelsäure $\dddot{S}$, schweflige Säure $\ddot{S}$, Unterschwefelsäure $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{S}}$, unterschweflige Säure $\ddot{\bar{S}}$, die andern 3 Oxydationsstufen, welche erst seit einigen Jahren bekannt wurden, hat man nicht durch eben so einfache Bezeichnungen den vorigen anreihen können und defshalb ist auch für diese eine andere Benennung vorgeschlagen. Die Namen sind aus dem Griechischen entlehnt und zwar durch Zusammensetzung des Worts *ϑειον* (Schwefel) und der Zahlwörter *μόνος*, *δὶς*, *τρὶς*, *τέτρα*, *πέντα*, wodurch die Atomenanzahl des Radicals angedeutet wird. Monothionsäuren sind also diejenigen, welche 1 Atom Schwefel, Dithionsäuren die, welche 2 At. Schwefel, Trithionsäuren, die, welche 3 At. Schwefel als Radical enthalten u. s. w. Demgemäfs heifst die $\dddot{S}$ Monothionsäure, die $\ddot{S}$ monothionige Säure, die $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{S}}$ Dithionsäure, die $\ddot{\bar{S}}$ dithionige Säure. Die übrigen Säuren sind folgende: die Trithionsäure S^3O^5, Tetrathionsäure S^4O^5 und Pentathionsäure S^5O^5.

a) Schwefelsäure $\dddot{S}$.

Vorkommen. §. 148. Diese Säure ist in der Natur sehr verbreitet. Sie kommt im freien Zustande nur in einigen Gewässern vor, welche Vulcanen entströmen (z. B. reichlich in Süd-Amerika und Java), gebunden an Oxyde aber sehr häufig z. B. im Gyps, Schwerspath, Eisenvitriol und überhaupt in allen „Vitriole" genannten Mineralien.

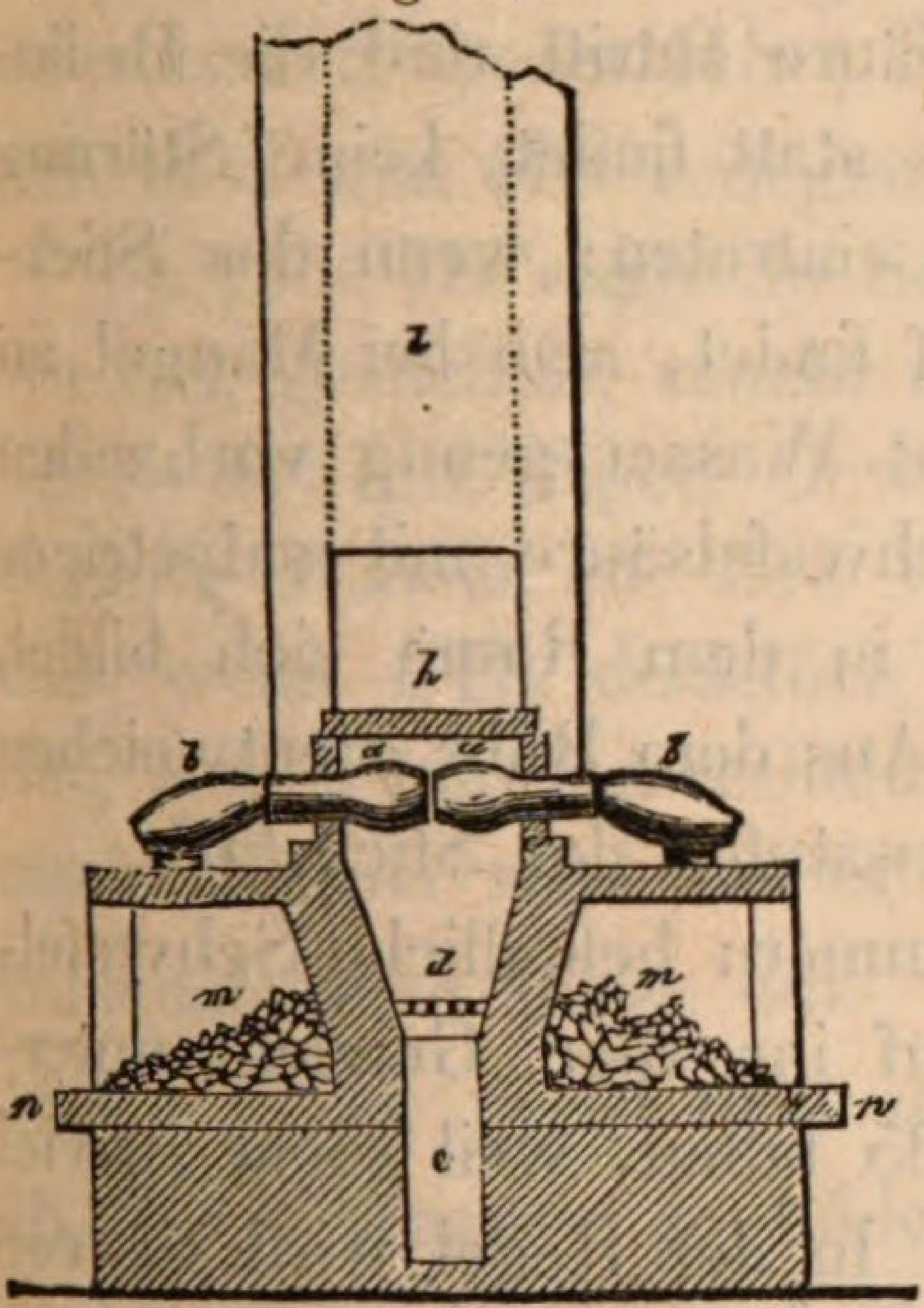
Darstellung. §. 149. Man kann die Schwefelsäure im wasserfreien und wasserhaltigen Zustande gewinnen und von dieser letz-

teren giebt es wiederum zweierlei Arten: die rauchende und die sogenannte englische, welche nicht raucht; erstere wird auch Nordhäuser Vitriolöl genannt.

§. 150. Die wasserfreie Schwefelsäure wird aus der rauchenden (s. u.) gewonnen, indem man diese in einer Retorte gelinde erhitzt und die Vorlage mit Schnee oder Eis gut abkühlt. Hier verdichtet sich dann die Schwefelsäure in fester Gestalt, in der Retorte bleibt wasserhaltige Säure zurück. der wasserfreien,

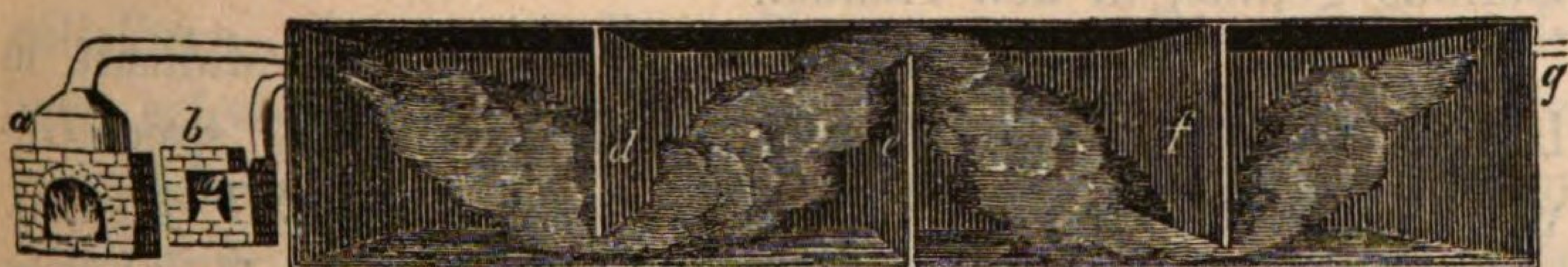
§. 151. Die Darstellung der rauchenden Schwefelsäure geschieht aus dem Eisenvitriol (schwefelsaurem Eisenoxydul), welcher zuvor durch Erhitzen in dem Raume *mm* von seinem Krystallwasser gröfstentheils befreit und theilweis in Oxydsalz übergeführt ist. Der calcinirte (stark erhitzte) Vitriol wird in thönernen Retorten *a* in Galeerenöfen einer hohen Temperatur ausgesetzt und das Destillat in einer thönernen, in den Hals der Retorte eingekitteten Vorlage *b* aufgefangen. der rauchenden,

Fig. 29.



§. 152. Die englische Schwefelsäure (so genannt, weil diese Art zuerst in England allgemein dargestellt wurde) gewinnt man auf folgende Weise: in einem Ofen *b* wird unter der englischen Schwefelsäure.

Fig. 30.



Zutritt der Luft Schwefel verbrannt, neben welchem sich Salpeter befindet. Die durch Verbrennen des Schwefels entstandene schweflige Säure $\ddot{S}$ wirkt auf den Salpeter und

entbindet aus dessen Salpetersäure Stickoxyd. Das Gasgemenge vertheilt sich in der Bleikammer, welche durch die Bleiplatten *d*, *e*, *f* in mehre Theile geschieden ist und mit ihm die aus dem Kessel *a* hineingeleiteten Wasserdämpfe. Der Sauerstoff der Luft oxydirt das Stickoxyd zu salpetriger Säure und diese giebt ein Atom ihres Sauerstoffs an schweflige Säure ab, indem letztere in Schwefelsäure verwandelt, die salpetrige Säure aber zu Stickoxyd reducirt wird ($\ddot{S}$ und $\dddot{N} = \dddot{S}$ und $\ddot{N}$). Das Stickoxyd nimmt wieder Sauerstoff aus der Luft auf, die salpetrige Säure wirkt auf einen neuen Antheil schwefliger Säure, und so geht dieser Proceſs immer fort, so lange noch schweflige Säure zutritt und die Bedingungen, unter denen der Proceſs statt findet, keine Störung erleiden. Eine solche kann aber eintreten: wenn das Stickoxyd nicht hinreichend Sauerstoff findet, also bei Mangel an atmosphärischer Luft, wenn nicht Wasser genug vorhanden ist, um die Verbindung der Schwefelsäure mit salpetriger Säure, welche in dicken Nebeln in dem Raum sich bildet, aufzunehmen und zu zersetzen. Aus dem Rohr *g* entweichen Stickstoff der Luft und Oxydationsstufen des Stickstoffs.

Die auf dem Boden der Kammern befindliche Schwefelsäure wird von Zeit zu Zeit auf ihr spec. Gewicht untersucht, dieses darf nicht unter 1,35 fallen, weil sonst zu viel schweflige Säure absorbirt wird. In der Regel wird sie von 1,45 spec. Gewicht abgezapft, in Bleipfannen bis 1,75 spec. Gewicht eingedampft, wobei nur Wasserdämpfe entweichen, und zuletzt in Platingefäſsen bis 1,85 spec. Gewicht (= 66° Beaumé) concentrirt. Als solche kommt sie dann, in gläserne Ballons gefüllt, in den Handel.

Eigenschaften der wasserfreien,

§. 153. Die wasserfreie Schwefelsäure krystallisirt in langen, weiſsen, seideglänzenden Nadeln von 1,97 spec. Gewicht, die bei ungefähr 25° schmelzen, bei + 30° kochen. Sie ist sehr flüchtig und bildet mit der Luft in Berührung dicken weiſsen Rauch, indem sie schnell mit dem Wasser der Luft sich verbindet und als wasserhaltige Säure sich verdichtet. Ihre Verwandtschaft zum Wasser ist so groſs,

dafs sie, in Wasser geworfen, einen Theil desselben in Dampf verwandelt. Ihr Gas ist farblos, durch glühende Röhren geleitet wird es in schweflige Säure und Sauerstoffgas zerlegt. Sie besteht aus 1 Atom Schwefel und 3 At. Sauerstoff: $\dddot{S}$.

der rauchenden,

§. 154. Das Nordhäuser Vitriolöl ist eine in der Regel bräunlich gefärbte, bisweilen farblose, ölartige Flüssigkeit, welche an der Luft stark raucht. Sie besteht aus einer Auflösung von wasserfreier Schwefelsäure in wasserhaltiger, woraus die erstere leicht abdunstet, mit dem Wasser der Luft sich verbindet und die Nebel bildet. Bis unter 0° erkaltet setzen sich aus der rauchenden Säure Krystalle ab, die aus $\dot{H}\dddot{S}^2$ (oder $\dot{H}\dddot{S} + \dddot{S}$) bestehen und beim Erwärmen sich in $\dddot{S}$ und $\dot{H}\dddot{S}$ zerlegen.

der englischen Schwefelsäure.

§. 155. Die englische Schwefelsäure ist farblos, dickflüssig wie Oel, geruchlos, raucht nicht, kocht bei + 326° und wird bei — 34° fest. Spec. Gewicht 1,85. Sie zieht aus der Luft begierig Wasser an, ihre Verwandtschaft dazu ist so grofs, dafs, wenn 4 Th. derselben mit 1 Th. Wasser gemischt werden, eine Temperaturerhöhung bis 150° statt findet. Organische Körper schwärzt sie und wandelt sie zuletzt in eine kohlenähnliche Masse um. Sie besteht aus 81,7 p. C. $\dddot{S}$ und 18,3 p. C. $\dot{H}$. Setzt man zur englischen Schwefelsäure noch 18,3 p. C. Wasser, so bildet sich ein anderes Hydrat $\dot{H}^2\dddot{S}$, dessen spec. Gewicht 1,78, Kochpunkt 224°, Gefrierpunkt + 4° ist.

Anwendung der Schwefelsäure.

Die Anwendung der wasserhaltigen Schwefelsäure ist aufserordentlich grofs: sie dient zur Darstellung der meisten andern Säuren und findet fast in jedem Zweige der Technik mittelbare oder unmittelbare Verwendung. Bei der Darstellung schwefelsaurer Metallsalze wirkt sie auf die Metalle entweder so ein, dafs ihr Wasser zersetzt und durch dessen Sauerstoff das Metall oxydirt wird, oder sie zerlegt sich selbst unter Entwickelung schwefliger Säure. Die rauchende Schwefelsäure wird jetzt nur noch zur Auflösung des Indigos gebraucht.

Verunreinigungen. §. 156. Zufolge ihrer Darstellung kann die Schwefelsäure verschiedene Verunreinigungen enthalten, und zwar an feuerbeständigen Stoffen Salze von Bleioxyd, Kalkerde und Kali, an flüchtigen Körpern Oxydationsstufen des Stickstoffs ($\dddot{N}$ und $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$), Arseniks und Selens. Von ersteren befreit man sie durch Destillation, von letztern auf verschiedene Weise. Die Säuren des Arsens nämlich entfernt man durch Schwefelwasserstoff oder ein lösliches Schwefelmetall, die des Selens durch Salzsäure und schweflige Säure, die Salpetersäure durch Kochen mit ein wenig Zucker oder Papierschnitzel.

Schwefelsaure salpetrige Säure. §. 157. Die Schwefelsäure vereinigt sich mit salpetriger Säure zu einem krystallisirbaren Körper, welcher sich in concentrirter Schwefelsäure unzersetzt auflöst, mit Wasser aber sich unter Entwickelung rother Dämpfe in Salpetersäure, Schwefelsäure und salpetrige Säure zerlegt. Diese Verbindung bildet sich sehr häufig und in grofser Menge in den Bleikammern der Schwefelsäurefabriken, sie ist bei Mangel an Wasserdämpfen die Ursache der Störung in der Bildung von Schwefelsäure, indem das Oxydationsmittel der schwefligen Säure unwirksam gemacht wird. Die schwefelsaure salpetrige Säure besteht aus $\dddot{N}\dddot{S}^2$ und kann sich auch mit Wasser verbinden.

b) Schweflige Säure, $\ddot{S}$.

Darstellung. §. 158. Man verbrennt Schwefel in Luft oder Sauerstoff, oder man erhitzt Holzkohle, Kupfer, Silber oder Quecksilber mit $\dot{H}\dddot{S}$ und fängt das entweichende Gas auf; oder es wird Braunstein mit Schwefel gemengt und geglüht (Cu und $2\dot{H}\dddot{S} = \dot{Cu}\dddot{S}$, $2\dot{H}$ und $\ddot{S}$; $2\ddot{Mn}$ und $S = 2\dot{Mn}$ und $\ddot{S}$).

Eigenschaften. §. 159. Die schweflige Säure ist ein farbloses Gas von saurem, erstickendem Geruch und 2,247 spec. Gewicht, welches sich bei — 20° zu einer leicht beweglichen, farblosen Flüssigkeit von 1,42 spec. Gewicht verdichtet, die bei — 10° kocht, bei — 76° erstarrt und durch ihre Verdunstung eine Kälte von — 57° erzeugt. Wasser löst sein 37faches Vol. an schweflige Säure auf. Diese Auflösung oder auch, bei An-

wendung in Fabriken, das Gas werden benutzt zum Bleichen mancher vegetabilischer oder thierischer Farbstoffe (das Schwefeln in Woll- und Seidenfärbereien), und in Krankenanstalten macht man Räucherungen mit dem Gas gegen Hautkrankheiten. Mit Sauerstoff in Berührung oxydirt sich die schweflige Säure nur bei Gegenwart einer Contactsubstanz, z. B. Platinschwamm, Bimstein u. dgl.; dagegen nimmt sie aus einigen Oxyden und Superoxyden leicht Sauerstoff auf z. B. aus Bleisuperoxyd, aus Eisen- und Goldoxyd, aus Arseniksäure, weſshalb eine Auflösung von ihr in der analytischen Chemie häufig Anwendung findet.

Sie besteht aus 1 At. S und 2 At. O = $\ddot{S}$; ihre Verwandtschaft zu den Basen ist nicht sehr groſs, und viele ihrer Verbindungen sind nicht beständig.

c) Unterschweflige Säure, $\ddot{\bar{S}}$.

Darstellung.

§. 160. Durch Kochen eines schwefligsauren Salzes mit Schwefel (z. B. $\dot{Na}\ddot{S}$ und S = $\dot{Na}\ddot{\bar{S}}$), durch Behandeln von Zink mit einer Lösung von schwefliger Säure (2 Zn und 3 $\ddot{S}$ = $\dot{Zn}\ddot{S}$ und $\dot{Zn}\ddot{\bar{S}}$), und wenn Schwefelmetalle der Alkalien oder alkalischen Erden, in Wasser gelöst, der Luft ausgesetzt werden (2. NaS und 4 O = $\dot{Na}$ und $\dot{Na}\ddot{\bar{S}}$), bilden sich unterschwefligsaure Salze. Bei Kochen von Lösungen der Alkalien mit Schwefel entsteht ebenfalls ein unterschwefligsaures Salz: 3 $\dot{K}$ und 12 S = 2. KS^5 und $\dot{K}\ddot{\bar{S}}$.

Eigenschaften.

§. 161. Im freien Zustande kann die Säure nicht bestehen, sie zerlegt sich alsdann sogleich in S und $\ddot{S}$. Die Salze sind meist in Wasser leicht löslich, am meisten angewendet ist das Natronsalz. In der Photographie nämlich benutzt man es um das überschüssige Jod von der Silberplatte zu entfernen. Denn es wird durch Jod das unterschwefligsaure Natron zersetzt, und zwar so, daſs auf je 2 At. $\ddot{\bar{S}}$ 1 At. Sauerstoff vom Natron übertragen wird und dadurch die neue Säure des Schwefels Tetrathionsäure entsteht: 2. $\dot{Na}\ddot{\bar{S}}$ und J = Na J und $\dot{Na}S^4O^5$.

Tetrathionsäure.

3. Säuren des Phosphors.

§. 162. Drei Säuren bildet der Phosphor mit Sauerstoff.

Phosphorsäure.

a) Phosphorsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$.

§. 163. Diese besteht in wasserfreiem und wasserhaltigem Zustande.

Darstellung der wasserfreien,

Die wasserfreie Säure entsteht durch Verbrennen von Phosphor in trocknem Sauerstoffgas oder im Ueberschufs wasserfreier Luft.

der wasserhaltigen.

Die wasserhaltige Säure bildet sich bei Auflösen des Phosphors in Salpetersäure, oder durch Behandeln von 1 Th. weifsgebrannter Knochen mit $\frac{4}{5}$ Th. englischer Schwefelsäure, die mit 10 Th. Wassers verdünnt ist. Die Knochen bestehen wesentlich aus phosphorsaurer Kalkerde, der die Schwefelsäure den gröfsten Theil Kalkerde entzieht und damit ein schwerlösliches Salz bildet, welches durch Filtriren von der sauren Lösung getrennt wird. Diese, noch Kalkerde enthaltend, wird mit Ammoniak versetzt, die dadurch ausgeschiedene basisch phosphorsaure Kalkerde durch Filtration getrennt und das Filtrat eingedampft und geglüht.

Eigenschaften der wasserfreien,

§. 164. Die wasserfreie Phosphorsäure ist ein weifser flockiger Körper, der in der Luft zerfliefst, in Wasser geworfen zischt, in der Glühhitze schmilzt.

der wasserhaltigen Säure.

Die wasserhaltige Phosphorsäure wird aus ihrer Lösung durch Abdampfen als eine syrupsdicke, saure Flüssigkeit gewonnen, bei weiterem Abdampfen entfernt sich bis auf 11,2 p. C. alles Wasser. Die Säure schmilzt zu einer farblosen glasähnlichen Masse, $\mathrm{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$, wird bei der Rothgluth flüchtig, zieht an der Luft wieder Wasser an und zerfliefst. Porzellan- und Glasgefäfse, in denen sie geschmolzen wird, greift sie stark an. Sie ist eine starke Säure und hat namentlich bei hoher Temperatur grofse Verwandtschaft zu den Basen. Mit diesen, so wie mit Wasser, welches die Stelle der Basen vertritt, verbindet sie sich in 3 verschiedenen Verhältnissen, und man hat für die in den verschiedenen Verbindungen enthaltenen Säuren besondere Namen gewählt.

Trihydrat, dreibasige Säure.

§. 165. Die *gewöhnliche Phosphorsäure*, die auf nassem Wege erhaltene, verbindet sich mit 3 Atomen Basis und ihre Salze geben mit Silbersalzen einen gelben Niederschlag ($\dot{A}g^3\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$). Sie krystallisirt mit Wasser verbunden, $\dot{H}^3\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$, im luftleeren Raum. Man bezeichnet sie mit $^c\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$.

Bihydrat, zweibasige Säure.

§. 166. Die *Para-* oder *Pyrophosphorsäure*, dargestellt durch Glühen des gewöhnlichen phosphorsauren Natrons ($\dot{N}a^2 + \dot{H}$) $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$ und Abscheidung der Basis, sättigt 2 At. Basis, fällt die Silbersalze weifs ($\dot{A}g^2\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$), eine Eiweifs- oder Barytlösung nicht. Im freien Zustande geht sie nach und nach in die gewöhnlich Phosphorsäure über. Man bezeichnet sie mit $^b\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$.

Monohydrat, einbasige Säure.

§. 167. Die *Metaphosphorsäure*, gewonnen durch Eindampfen und Glühen der $^c\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$, ist die glasige Masse (s. oben). Sie enthält 1 Atom Wasser, fällt Eiweifs- und Baryterdelösung, und die Silbersalze weifs, sättigt 1 Atom Basis, ändert sich aber im freien Zustande allmählich und durch die Sättigung mit einer Basis noch schneller in $^c\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$ um. Ihre Salze sind unkrystallinisch und werden häufig „saure" phosphorsaure Salze genannt; man bezeichnet die Säure mit $^a\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$.

b) Phosphorige Säure, $\dddot{P}$.

Darstellung.

§. 168. In einer Glasröhre, zu welcher nur unvollständig Luft Zutritt hat, wird Phosphor bis zum Entzünden erhitzt, es sublimirt alsdann die phosphorige Säure als gelblich weifses Pulver. Phosphorchlorür, allmählig zu Wasser hinzugefügt, zersetzt sich damit in Chlorwasserstoff und phosphorige Säure (PCl^3 und $3\dot{H} = \dddot{P}$ und $3HCl$), welche beim Abdampfen der Flüssigkeit, mit Wasser verbunden, in Krystallen erhalten werden kann. Sie bildet sich auch, wenn Phosphor langsam an feuchter Luft sich oxydirt, geht aber dann schnell in Phosphorsäure über.

Eigenschaften.

§. 169. Die wasserfreie phosphorige Säure ist ein gelblich weifses Pulver, sublimirbar, leicht löslich in Wasser, entzündet sich an der Luft von selbst; die wasserhaltige ist

eine syrupsdicke saure Flüssigkeit, krystallisirbar, oxydirt sich an der Luft nach und nach zu Phosphorsäure. Eingedampft und geglüht zerlegt sie sich mit dem Wasser, welches nicht durch Destillation weggeht, in Phosphorsäure und Phosphorwasserstoff ($4\overset{\cdot\cdot\cdot}{P}$ und $3\dot{H} = 3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$ und PH^3). Sie reducirt mehre Metalloxyde z. B. Quecksilber- und Silberoxyd, indem sie deren Sauerstoff aufnimmt und sich in Phosphorsäure verwandelt.

c) Unterphosphorige Säure, $\dot{P}$.

Darstellung. §. 170. Man kocht Phosphor mit einer wässerigen Auflösung eines Alkali oder einer alkalischen Erde, z. B. mit Baryterde; ein Theil des Phosphors verbindet sich mit dem Sauerstoff, ein andrer Theil mit dem Wasserstoff des Wassers. Der unterphosphorigsaure Baryt wird mit Schwefelsäure zersetzt und durch Filtration der schwefelsaure Baryt abgeschieden.

Eigenschaften. §. 171. Die unterphosphorige Säure ist eine im concentrirten Zustande syrupsdicke Flüssigkeit, die sich beim Kochen in Phosphorsäure, Phosphor und Phosphorwasserstoff zerlegt. Sie reducirt die Oxyde der edeln Metalle leicht zu Metall und oxydirt sich höher. Ihre Salze sind leicht löslich und alle wasserhaltig, beim Erhitzen zersetzen sie sich unter Entwickelung von Phosphorwasserstoffgas.

4. Säuren des Chlors.

§. 172. Das Chlor verbindet sich in 4 bestimmten Verhältnissen mit Sauerstoff zu Säuren und wahrscheinlich giebt es noch ein Oxyd, dessen Zusammensetzung aber bisher noch nicht ermittelt ist, da es nicht im isolirten Zustande dargestellt werden konnte.

a) Ueberchlorsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$.

Darstellung. §. 173. Durch Erhitzen des chlorsauren Kalis (s. u. Kali), so lange noch ohne bedeutendere Temperaturerhöhung Sauerstoff sich entwickelt ($2.\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl} = \dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$, KCl und $4O$), Zersetzung des umkrystallisirten überchlorsauren Kalis ver-

mittelst Kieselfluorwasserstoffsäure (s. u.), Abfiltriren, Eindampfen des Filtrats zur Concentration und Destillation. $3\dot{K}\ddot{Cl}$ und $(3.HF + 2.SiF^3) = 3KF + 2SiF^3$, $3\dot{H}$ und $3\dddot{Cl}$.

§. 174. Ueberchlorsäure ist eine farblose, rauchende Flüssigkeit von 1,65 spec. Gewicht und rein saurem Geschmack, kocht bei + 200°, kann mit Schwefelsäure destillirt noch concentrirter in Krystallen erhalten werden, die bei + 45° schmelzen. Ihr Dampf entzündet hineingehaltenes Papier, sie oxydirt organische Körper sehr leicht, röthet Lackmus ohne es zu bleichen und liefert Salze, die beim Erhitzen viel Sauerstoff entwickeln und mit brennbaren Stoffen heftig explodiren. Eigenschaften.

b) Chlorsäure, $\ddot{Cl}$.

§. 175. Chlorsaures Kali (dessen Bereitung s. u. Kalisalze) wird mit Kieselfluorwasserstoffsäure versetzt, die Flüssigkeit vom unlöslichen Kieselfluorkalium getrennt und im luftleeren Raume concentrirt. $3\dot{K}\ddot{Cl}$ und $3.HF + 2.SiF^3 = 3KF + 2.SiF^3$ (Kieselfluorkalium), $3\dot{H}$ und $3\ddot{Cl}$. Darstellung.

§. 176. Die Lösung der Chlorsäure in Wasser ist im concentrirten Zustande eine syrupsdicke, schwach stechend riechende, saure Flüssigkeit, die auf Papier oder Leinwand getröpfelt diese entzündet, sich nicht unzersetzt kochen läſst, bei der Destillation Ueberchlorsäure, Chlor und Sauerstoff giebt, und durch schweflige Säure, Schwefelwasserstoff und andere brennbare Körper desoxydirt wird. Eigenschaften.

Sie liefert mit den Basen Salze, die sich durch ihre Eigenschaft auszeichnen, mit brennbaren Körpern erhitzt, unter heftiger Detonation sich zu zerlegen. Von besonderer Wichtigkeit ist wegen seiner Anwendbarkeit in der Artillerietechnik das chlorsaure Kali, von welchem später bei den Kalisalzen ausführlicher die Rede sein wird.

c) Chlorige Säure, $\dddot{Cl}$.

§. 177. Ein Gemenge von chlorsaurem Kali, arseniger Säure ($\ddot{As}$) und Salpetersäure wird in einer mit Gasleitungs- Darstellung.

röhren versehenen Retorte bis $+50^0$ erwärmt: $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ und $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As} = \dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As}$ (Arseniksäure) und $\ddot{Cl}$. Höhere Temperatur bewirkt Explosion der Gefäfse.

Eigenschaften. §. 178. Die chlorige Säure ist ein dunkel grünlichgelbes Gas von chlorähnlichem Geruch, die Athmungsorgane stark reizend. Es läfst sich durch Abkühlung zu einer röthlichen Flüssigkeit condensiren, ist in Wasser mit gelber Farbe löslich und wird von Quecksilber absorbirt. Ueber 56^0 erhitzt, zerlegt es sich mit Detonation. Sie ist nur eine schwache Säure, liefert aber krystallisirbare Salze, die jedoch schon durch Kohlensäure zersetzt werden.

d) Unterchlorige Säure, $\dot{Cl}$.

Darstellung. §. 179. Quecksilberoxyd, mit Wasser angerührt, wird in eine mit Chlor gefüllte Flasche gebracht. $2\dot{Hg}$ und $2Cl = HgCl + \dot{Hg}$ und $\dot{Cl}$. Die unterchlorige Säure findet sich im Wasser gelöst. Gasförmig erhält man sie, wenn trocknes Quecksilberoxyd, mit Sand vermischt, in eine Flasche mit Chlorgas gebracht und darin geschüttelt wird.

Eigenschaften. §. 180. Die Säure ist ein farbloses Gas von 2,993 spec. Gewicht, welches selbst durch schwaches Erwärmen unter Feuererscheinung und Explosion in seine Bestandtheile zerlegt wird. Durch Abkühlung bis -20^0 verdichtet es sich zu einer orangerothen Flüssigkeit, die bei $+21^0$ kocht, aber sehr leicht explodirt. Das Gas hat einen dem Chlor ähnlichen Geruch und 1 Vol. desselben besteht aus 1 Vol. Chlor und $\frac{1}{2}$ Vol. Sauerstoff. Es löst sich leicht in Wasser auf, bildet dann eine gelbe Flüssigkeit, die, wie das Gas, Pflanzenfarben bleicht und im concentrirten Zustande sich bald in Chlorsäure und Chlor zersetzt. Verdünnt kann die Lösung bei Abschlufs des Lichts lange unzersetzt aufbewahrt, selbst destillirt werden.

Salze derselben. Mit starken Basen kann die Säure direct verbunden werden, mit schwachen nicht. Die Salze der erstern zerlegen sich durch Temperaturerhöhung und Sonnenlicht leicht

in chlorsaure Salze und Chlormetalle. Eines dieser Salze, das Kalksalz (s. u.), wird fabrikmäfsig dargestellt, um es zum Bleichen zu benutzen. Die bleichenden Eigenschaften der unterchlorigsauren Salze beruhen auf der leichten Zersetzbarkeit der Säure, indem beide Bestandtheile, Chlor und Sauerstoff, auf die Farbestoffe einwirken. Sie ist in Bezug auf Bleichvermögen daher gleichwerthig mit doppelt so viel Chlor, als in ihr enthalten ist, denn das 1 Atom Sauerstoff wirkt so viel als 1 Aeq. Chlor.

5. Säure des Broms.

§. 181. Bromsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Br}$, ist die einzige bisher mit Bestimmtheit bekannte Säure des Broms. Sie wird wie die Chlorsäure dargestellt und hat dieser ganz ähnliche Eigenschaften. Dasselbe gilt von den Salzen dieser Säure Bromsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Br}$.

6. Säuren des Jods.

§. 182. Das Jod hat zwei Säuren, die man mit Genauigkeit erforscht hat. Es existiren aber aufserdem Sauerstoffverbindungen desselben, die noch nicht hinreichend untersucht sind und vielleicht eine Säure oder ein Oxyd enthalten.

a) Ueberjodsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{J}$.

§. 183. Diese Säure entsteht, ähnlich wie die Chlorsäure, durch Erhitzen von trockner jodsaurer Baryterde, Zusatz von Schwefelsäure zu der erhitzten Masse und Verdunsten der filtrirten Lösung. Die Ueberjodsäure bildet farblose Krystalle, die bei 160° ihr Wasser verlieren und ein wenig höher erhitzt sich in Sauerstoff und Jodsäure zerlegen. Ueberjodsäure.

b) Jodsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{J}$.

§. 184. Sie bildet sich eben so wie Chlor- und Bromsäure, oder durch Behandlung von Jod mit Salpetersäure ($\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$). Sie ist leicht in Wasser löslich und scheidet sich aus dieser Lösung in wasserfreien Krystallen aus, welche bei erhöhter Temperatur sich in Sauerstoff und Jod zersetzen. Jodsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{J}$.

Die Lösung wirkt sehr stark oxydirend, selbst auf Platin und Gold.

7. Säure des Kiesels.

Das Silicium hat nur eine Oxydationsstufe und zwar eine Säure.

Kieselsäure, $\dddot{S}i$,

Vorkommen. §. 185. Sie kommt sehr verbreitet in der Natur vor und wird im reinsten Zustande Bergkrystall genannt; sonst heifst sie Quarz, Sand, Feuerstein, Amethyst, Chalcedon, Achat, Opal. Sie findet sich auch in sehr vielen Mineralien in Verbindung mit Basen z. B. im Feldspath.

Eigenschaften. §. 186. Die Eigenschaften der Kieselsäure sind verschieden, je nachdem sie sich fertig gebildet in der Natur vorfindet, oder künstlich aus einem ihrer löslichen Salze dargestellt wird. Im ersten Falle ist sie krystallisirt; die farblosen, glänzenden und durchsichtigen Krystalle haben ein Unlösliche, spec. Gewicht von 2,6 und werden ***Bergkrystall,*** blau gefärbt ***Amethyst*** genannt. Der ***Chalcedon, Achat, Opal,*** sind nicht krystallisirte, undurchsichtige oder nur durchscheinende und gefärbte Kieselsäure, ebenso Sand und Feuerstein. In allen diesen Zuständen ist die Kieselsäure unlöslich in Wasser und wird von keiner Säure, aufser Fluorwasserstoffsäure, angegriffen. Die künstlich durch Zersetzung eines kieselsauren Salzes, z. B. des kieselsauren Kalis, dargestellte Säure hat aber andere Eigenschaften. Die Darstellung dieser Art Kieselsäure geschieht so: man schmilzt kohlensaures Kali (Pottasche) und setzt Sand hinzu, unter Aufbrausen entweicht die Kohlensäure und das Kali verbindet sich mit der Kieselsäure. Das Salz wird in Wasser gelöst und mit über- lösliche Säure. schüssige Chlorwasserstoffsäure versetzt. Es scheidet sich, wenn die Lösung concentrirt war, ein Theil der Kieselsäure als eine weifse Gallerte aus, ein anderer Theil derselben bleibt aber in der sauren Flüssigkeit gelöst; war die Lösung verdünnt, so bleibt alle aus der Verbindung mit Kali aus-

geschiedene Kieselsäure gelöst. Wird diese Lösung zur Trockne gedampft, geglüht und mit Wasser behandelt, so löst sich das Chlorkalium auf, die Kieselsäure bleibt aber als feines, weifses, unkrystallinisches Pulver zurück, welches sich fernerhin nicht mehr in Wasser und Säuren, aufser in Fluorwasserstoff, löst.

Die Kieselsäure ist für sich vollkommen feuerbeständig, aber sie wird mit Wasserdämpfen fortgerissen (Geyser). Sie ist bei gewöhnlicher Temperatur eine Säure von schwacher, bei grofser Hitze dagegen von sehr starker Verwandtschaftskraft. Ihre Verbindungen mit Basen (die Silicate) sind die in der Natur am verbreitetsten vorkommenden Mineralien (in dem Urgebirge: der Granit, Gneufs, Glimmer, Feldspath, Granat u. s. w.). Sie ist ein wesentlicher Bestandtheil des Glases, Porzellans und anderer derartiger Geschirre, so wie des hydraulischen Mörtels (s. u. Kalksalze). Silicate.

8. Säure des Bors.

§. 187. Die einzige uns bis jetzt bekannte Oxydationsstufe des Bors

die Borsäure, $\dddot{B}$,

findet sich in der Natur sowohl frei, als auch an Basen, namentlich an Natron (Borax) gebunden. In vulcanischen Gegenden (z. B. in den Maremmen Toscanas) strömen heifse Wasserdämpfe aus der Erde hervor und reifsen Borsäure mit sich empor, welche sie in den bei solchen Stellen angelegten Bassins absetzen. Aus diesen Wässern, welche noch andere Salze gelöst enthalten, gewinnt man durch Abdampfen die Borsäure in Krystallen, die durch Umkrystallisiren gereinigt werden. Auch stellt man die Borsäure aus dem Borax ($\dot{N}a\dddot{B}^2$) dar durch Uebersättigung einer heifsen concentrirten Lösung desselben mit Chlorwasserstoffsäure. Die beim Erkalten ausgeschiedene Borsäure wird umkrystallisirt oder geschmolzen. Vorkommen. Darstellung.

§. 188. Die reine Borsäure bildet farblose, blättrige Krystalle, $\dddot{B} + 3\dot{H}$, die bei Rothglühhitze zu einer glasar- Eigenschaften.

tigen Masse schmelzen. Sie ist in Wasser nicht sehr löslich, röthet gelöst Lackmuspapier und bräunt Curcumapapier. Für sich wird sie in der analytischen Chemie bei Löthrohrproben angewendet, ihre Verbindung mit Natron (s. u.) dagegen findet häufig Anwendung. Sie ist wie die Kieselsäure bei gewöhnlicher Temperatur eine schwache, bei Glühhitze dagegen eine starke Säure.

9. Säuren des Kohlenstoffs.

§. 189. Die Säuren, welche der Kohlenstoff bildet, lassen sich ähnlich denen des Schwefels in solche abtheilen, die nur 1 Atom und in solche, die mehre Atome Kohlenstoff als Radical enthalten. Zu ersteren gehört die Kohlensäure ($\ddot{C}$), zu letzteren die Oxalsäure ($\dddot{\bar{C}}$), Mesoxalsäure (C^3O^4), Mellithsäure (C^4O^3), Krokonsäure (C^5O^4). Hier sollen nur die beiden bemerkenswerthesten, Kohlensäure und Oxalsäure abgehandelt werden.

a) Kohlensäure, $\ddot{C}$.

Vorkommen. §. 190. Die Kohlensäure findet sich in der Natur sehr verbreitet, theils frei, als Gas oder gelöst in Wasser, theils gebunden an Basen. Frei findet sie sich in der Luft und erneuert sich täglich durch das Athmen der Menschen und Thiere, durch die Fäulnifs pflanzlicher und thierischer Stoffe, durch das Hervorquellen aus der Erde in vulkanischen Gegenden (*Mofetten,* Hundsgrotte bei Neapel, Laacher See, in der Eifel) und durch Verbrennen von Holz, Torf, Steinkohle u. s. w. Unter den Basen kommt sie besonders an Kalkerde gebunden vor und bildet dann ganze Gebirge (*Kreide, Marmor,* verschiedene Arten Kalkgebirge). Sie häuft sich auch in grofser Menge in der Luft solcher Keller an, in denen Gefäfse mit gährenden Flüssigkeiten stehen. In Wasser gelöst trifft man sie fast in allen Brunnen, namentlich in den sogenannten *Säuerlingen* (Selters, Franzensbrunn u. s. w.). —
Darstellung. Zu ihrer Darstellung in gröfsern Massen bedient man sich der Kreide, oder, um sie reiner zu erhalten, des Marmors.

Man übergiefst diesen mit verdünnter Schwefelsäure, Salpetersäure oder am besten mit Chlorwasserstoffsäure in einem mit Gasleitungsröhren versehenen Gefäfs und fängt das Gas auf ($\dot{Ca}\,\ddot{C}$ und $\dddot{S} = \dot{Ca}\,\dddot{S}$ und $\ddot{C}$).

§. 191. Die Kohlensäure ist ein schwach säuerlich riechendes, farbloses Gas von 1,524 spec. Gewicht. Durch einen Druck von 36 Atmosphären bei 0^{0} verdichtet sie sich zu einer farblosen Flüssigkeit, welche bei der Befreiung vom Druck (in Berührung mit der Luft) so schnell verdunstet, dafs ein Theil derselben in fester Gestalt als weifse, poröse, schneeähnliche Masse zurückbleibt. Diese feste Kohlensäure bringt bei ihrer Verdunstung eine Kälte von -65^{0} und mit Aether gemischt eine Kälte von -80^{0} hervor, die niedrigsten Temperaturen, die man bis jetzt zu erzeugen im Stande war. Das Kohlensäuregas unterhält nicht den Verbrennungsprocefs, also auch nicht das Athmen, doch kann eine Luft bis $\frac{1}{20}$ ihres Volums Kohlensäure enthalten, ehe das Athemholen beschwerlich fällt. Wasser löst bei gewöhnlichem Luftdruck 1,06 seines Volums Kohlensäure auf, unter höherm Druck mehr. Auf diese Weise stellt man künstlich kohlensaure Wässer dar. Bei Stehen an freier Luft aber verlieren sie den Ueberschufs der Säure wieder. Eigenschaften.

§. 192. Die Verwandtschaft der Kohlensäure zu den Alkalien und alkalischen Erden ist stark, zu den meisten übrigen Metalloxyden schwach, manche dieser letztern bilden gar keine kohlensaure Salze (z. B. Eisenoxyd, Thonerde). Die kohlensauren alkalischen Erden sind unlöslich und man kann daher durch Auflösung eines der Hydrate der alkalischen Erden (z. B. Baryterde oder Kalkerde) in Wasser etwa vorhandene Kohlensäure an der Trübung der Auflösung erkennen. Die kohlensauren Salze werden durch die meisten, selbst schwachen Säuren zerlegt, indem unter Aufbrausen Kohlensäure entweicht. Salze.

Die aus der Erde entweichende oder aus kohlensaurem Kalk entwickelte Kohlensäure wird technisch zur Darstellung des Bleiweifses angewendet.

b) Oxalsäure (*Kleesäure*) $\dddot{\mathrm{C}}$.

Vorkommen. §. 193. Diese Säure findet sich in mehren Pflanzen, meist an Kali, bisweilen an Kalkerde gebunden, besonders im Sauerklee (Oxalis acetosella) und in andern Oxalis-Arten, woher der Name.

Darstellung. Sie bildet sich durch Einwirkung von Salpetersäure auf viele pflanzliche Stoffe. Am reichlichsten gewinnt man sie durch Kochen von 1 Th. Zucker mit 6 Th. Salpetersäure von 1,2 spec. Gewicht, Abdampfen zur Trockne, Auflösen in Wasser und krystallisiren lassen. Man kann auch die Kleesäure aus dem *Sauerkleesalz* (zweifach oxalsaurem Kali) darstellen, indem man aus demselben durch Zusatz von kohlensaurem Kali neutrales oxalsaures Salz und durch Hinzufügung einer Lösung von essigsaurem Bleioxyd unlösliches oxalsaures Bleioxyd sich verschafft. Das Bleisalz mit der gehörigen Menge Schwefelsäure versetzt, giebt unlösliches schwefelsaures Bleioxyd und eine Lösung der Oxalsäure, die abgedampft und krystallisirt wird.

Eigenschaften. §. 194. Die Oxalsäure krystallisirt in farblosen Prismen, welche aus $\ddot{\mathrm{C}} + 3\dot{\mathrm{H}}$ bestehen, also 42,86 pCt. Wasser enthalten, wovon sie in trockner Luft 28 Th. (= 2 Atome) verlieren (verwittern). Die übrigen 14 Th. Wasser können, ohne dafs die Säure zersetzt wird, durch erhöhte Temperatur nicht entfernt werden, sie lassen sich aber durch eine stärkere Basis, z. B. Bleioxyd, austreiben. Die Krystalle schmelzen bei 98°, kochen bei 156° und zersetzen sich in Kohlenoxyd, Kohlensäure und Ameisensäure. Die verwitterte Oxalsäure $\dot{\mathrm{H}}\ddot{\mathrm{C}}$ läfst sich fast ganz unverändert sublimiren, wasserfrei aber erhält man die Säure nicht, mit concentrirter Schwefelsäure behandelt zerlegt sie sich in Kohlenoxyd und Kohlensäure. —

Die Oxalsäure ist eine starke Säure und hat zu manchen Basen, z. B. zur Kalkerde, gröfsere Verwandtschaft, als selbst die stärksten Säuren, wie Schwefelsäure. Ihre Salze zerlegen sich durch Hitze in Kohlensäure und Kohlenoxyd, oder,

wenn die Basis Sauerstoff abgiebt, in Kohlensäure (Beispiel: $\dot{\mathrm{Ag}}\,\dddot{\not\mathrm{C}} = 2\,\ddot{\mathrm{C}}$ und Ag, aber $\dot{\mathrm{Ca}}\,\dddot{\not\mathrm{C}} = \dot{\mathrm{C}}$, $\ddot{\mathrm{C}}$ und $\dot{\mathrm{Ca}}$). Sie findet eine häufige Anwendung in der analytischen Chemie zur Erkennung und Abscheidung von Kalkerde, mit welcher sie ein in Wasser unlösliches Salz bildet.

II. Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical.

§. 195. Diese Säuren enthalten als Radical eine Verbindung von zwei oder drei, selten von vier einfachen Körpern. Die Grundstoffe, welche am häufigsten das binäre Radical bilden, sind Kohlenstoff und Wasserstoff, wie in der Essigsäure, Weinsäure, Benzoësäure u. s. w., oder Kohlenstoff und Stickstoff, wie in der Cyan- und Knallsäure; die, welche das ternäre Radical bilden, sind gewöhnlich Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff, selten Kohlenstoff, Wasserstoff und Schwefel oder Kohlenstoff, Wasserstoff und Arsenik. Säuren mit aus 4 Grundstoffen bestehendem Radical kennen wir noch nicht mit Bestimmtheit; es ist zweifelhaft, ob sie nicht aus der Paarung zweier besonderer Verbindungen bestehen, von denen jede jedes der fünf die Säure bildenden Elemente enthält. Die meisten der Radicale haben bis jetzt nicht isolirt dargestellt werden können und sind daher nur eine wissenschaftliche Erklärungsweise.

Zusammensetzung dieser Säuren.

Fast alle Säuren mit zusammengesetztem Radical gehören in das Gebiet der organischen Chemie, denn theils werden sie in den lebenden organischen Körpern gebildet, theils werden sie durch Behandlung von indifferenten organischen Stoffen mit oxydirenden Mitteln (z. B. mit Salpetersäure) künstlich erhalten. Zu den erstern gehören z. B. die sogenannten Pflanzensäuren, die aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen (Weinsäure, Citronensäure, Gerbsäure u. s. w.), zu den letztern z. B. die durch Einwirkung von Salpetersäure auf Zucker entstehende Zuckersäure, die durch Oxydation des Gummi erhaltene Schleimsäure u. s. w.

An dieser Stelle sollen nur zwei Säuren erwähnt werden, deren zusammengesetztes Radical aus Kohlenstoff und Stickstoff besteht; beide sind wissenschaftlich interessant und eine davon für die Artillerietechnik von Wichtigkeit.

Die Säuren des Cyans.

a) Cyansäure, $C^2NO = \dot{C}y$.

Darstellung. §. 196. Die Cyansäure findet sich nicht fertig gebildet vor, sie mufs defshalb künstlich dargestellt werden. Gewöhnlich verfährt man bei ihrer Darstellung so: gleiche Gewichtstheile entwässertes Kaliumeisencyanür ($2KCy + FeCy$) und Braunstein ($\ddot{M}n$), innig gemengt, werden bis zum Rothglühen erhitzt und die verglimmte Masse mit Weingeist von 0,84 spec. Gewicht ausgekocht. Aus dem Weingeist scheidet sich beim Erkalten cyansaures Kali, $\dot{K}C^2NO$, in Krystallen aus. Dieses Salz kann nicht durch Zusatz von stärkeren Säuren in Cyansäure und Kali zersetzt werden, denn bei Gegenwart von Wasser zerlegt sich die Cyansäure in Kohlensäure und Ammoniak (C^2NO und $3\dot{H} = NH^3$ und $2\ddot{C}$). Man kann aber aus einem andern Körper Cyansäure darstellen, jedoch nur in wasserhaltigem Zustande, indem man nämlich die trockne Cyanursäure ($C^6N^3HO^4 + 3\dot{H}$) destillirt; es verwandelt sich alsdann diese in 3 Atome wasserhaltige Cyansäure $3.(C^2NO + \dot{H})$ und $\dot{H}$.

Eigenschaften. §. 197. Die auf die zuletzt angeführte Methode erhaltene Cyansäure mufs in einer Temperatur unter 0° aufbewahrt werden und bildet dann eine farblose, sehr flüchtige, stechend sauer riechende Flüssigkeit, die bei wenigen Graden über 0° sich freiwillig unter Wärmeentwickelung und Aufbrausen in einen festen Körper verwandelt, welcher dieselbe Zusammensetzung wie die wasserhaltige Cyansäure besitzt. Mit wenig Wasser von 0° läfst sich die Säure vermischen, bei Zusatz von mehr Wasser verwandelt sie sich in Kohlensäure und Ammoniak.

b) Knallsäure (Paracyansäure) C^2NO.

§. 198. Die Knallsäure ist bisher noch nicht isolirt dargestellt worden, man kann sie nur an Basen gebunden erhalten und zwar erhält man sie ihrer gewöhnlichen Darstellungsweise zufolge in der Regel mit Quecksilberoxyd, oder mit Silberoxyd verbunden. Sie entsteht durch die Einwirkung von Salpetersäure auf den Alkohol ($C^4H^6O^2$). Der Kohlenstoff des Alkohols und der Stickstoff eines Antheils Salpetersäure treten zum Radical dieser Säure zusammen und bilden mit dem Sauerstoff die Knallsäure, welche, mit Quecksilberoxyd (entstanden durch Oxydation des Quecksilbers vermittelst eines andern Antheils Salpetersäure) zu einem unlöslichen Salze verbunden, aus der Flüssigkeit krystallinisch sich ausscheidet. Die genauere Darstellungsweise des knallsauren Quecksilberoxyds wird bei diesem Salze (s. u. Quecksilbersalze) angeführt werden. Die Entstehung der Knallsäure aus dem Alkohol und der Salpetersäure scheint der Formel dieser Körper zufolge ziemlich einfach zu sein, denn $C^4H^6O^2$ und $2\ddot{N} = 2. C^2NO$, $6\dot{H}$ und $4O$; verbänden sich letztere mit $4Hg$, so wäre das Produkt der ganzen Operation blos: 2 Atome knallsaures Quecksilberoxyd ($2. Hg\dot{C}y$), 6 Atome Wasser und 2 Atome freies Quecksilberoxyd, welches sich mit der überschüssigen Salpetersäure verbindet. Indeſs findet die Zersetzung nicht so einfach statt, denn es entstehen noch bei der Bereitung des knallsauren Salzes mehre Nebenprodukte, z. B. Aldehyd ($C^4H^4O^2$), Kohlensäure, Stickoxyd, Oxalsäure und andere Säuren.

Darstellung.

§. 199. Versucht man in einem knallsauren Salze die Säure von der Basis durch eine stärkere Säure zu trennen, so zerlegt sich die Knallsäure und zwar bei Anwendung von Sauerstoffsäuren in Cyanwasserstoff, Ammoniak und Kohlensäure, bei Anwendung von Wasserstoffsäuren in Cyanwasserstoff und neue noch nicht näher untersuchte Verbindungen.

Eigenschaften.

Die Säure bildet mit allen Basen Salze, auch saure. Die Salze zeichnen sich dadurch aus, daſs sie fast alle mit

Salze.

aufserordentlicher Heftigkeit explodiren, sobald sie gedrückt, gestofsen, gerieben oder erwärmt werden; besonders heftig explodiren diejenigen Salze, welche zur Basis ein Oxyd haben, das leicht Sauerstoff abgiebt, z. B. Quecksilberoxyd und Silberoxyd. Bei der Zersetzung entwickeln sich plötzlich Stick- und Kohlenoxydgas: $\dot{H}g C^2 N O = Hg, 2\dot{C}$ und N mit starkem Knall, daher der Name Knallsäure.

Die procentige Zusammensetzung der Knallsäure ist genau dieselbe wie die der Cyansäure, beide haben dasselbe Atomgewicht und dieselbe Sättigungscapacität, sie sind also isomer. Den Grund, warum die cyansauren Salze bei ihrer Zersetzung nicht detoniren, die knallsauren aber fast alle, warum die cyansauren Salze durch Wasser sich zersetzen, die knallsauren nicht, hat man bis jetzt nicht mit Sicherheit erforschen können; vielleicht liegt er in einer verschiedenen Zusammengruppirung der Atome des Radicals in jeder der beiden Säuren. In den Säuren aber ist jedenfalls die Ursache der Verschiedenheit der Salze zu suchen, nicht in den Basen; denn die knallsauren Doppelsalze, selbst mit alkalischer Basis, explodiren ebenfalls. Uebrigens unterscheiden sich die cyansauren von den knallsauren Salzen dadurch, dafs die in Wasser löslichen cyansauren Salze durch Wasser zerlegt werden, die knallsauren nicht und dafs die cyansauren Salze der schwächern Basen durch Alkalien vollständig, die knallsauren aber nur zur Hälfte zerlegt werden, indem sich ein knallsaures Doppelsalz bildet. Das Weitere darüber s. u. knallsaures Quecksilberoxyd.

Die technische Anwendung der Knallsäure in ihrer Verbindung mit Quecksilberoxyd als Zündmittel für Schiefspulver ist jetzt sehr bedeutend.

B. Wasserstoffsäuren.

§. 200. Es giebt eine Anzahl Verbindungen, welche in mehren ihrer Eigenschaften, namentlich in denen: blaue Pflanzenfarben zu röthen und sich mit Basen zu vereinigen, so sehr den Sauerstoffsäuren gleichen, dafs man sie mit dem Namen Säuren belegt hat, und da stets Wasserstoff in jeder dieser Säuren enthalten ist, so werden sie zum Unterschied von jenen Wasserstoffsäuren genannt. Die meisten derselben bestehen aus Wasserstoff und einem der Haloïde und sind bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig, lösen sich aber in grofser Menge in Wasser auf und werden in Lösungen gemeiniglich angewendet.

§. 201. Der Unterschied zwischen Sauerstoffsäuren und Wasserstoffsäuren ist schon oben (§. 132.) aus einander gesetzt. Verbindungen der Wasserstoffsäuren mit Wasser in bestimmten stöchiometrischen Verhältnissen, wie wir sie bei den meisten Sauerstoffsäuren kennen, scheinen nicht zu existiren, obwohl die heftige Wärmeentwickelung, welche bei dem Eintröpfeln der concentrirten Fluorwasserstoffsäure in Wasser entsteht, darauf hinzudeuten scheint. Auch giebt es keine Wasserstoffsäure, welche, wie z. B. die Salpetersäure, nicht ohne Wasser bestehen könnte.

Von einer Sättigungscapacität, in der Art wie bei den Sauerstoffsäuren, kann natürlich bei den Wasserstoffsäuren keine Rede sein.

I. Wasserstoffsäuren mit einfachem elektronegativen Element.

1. Chlorwasserstoffsäure (*Salzsäure*) HCl.

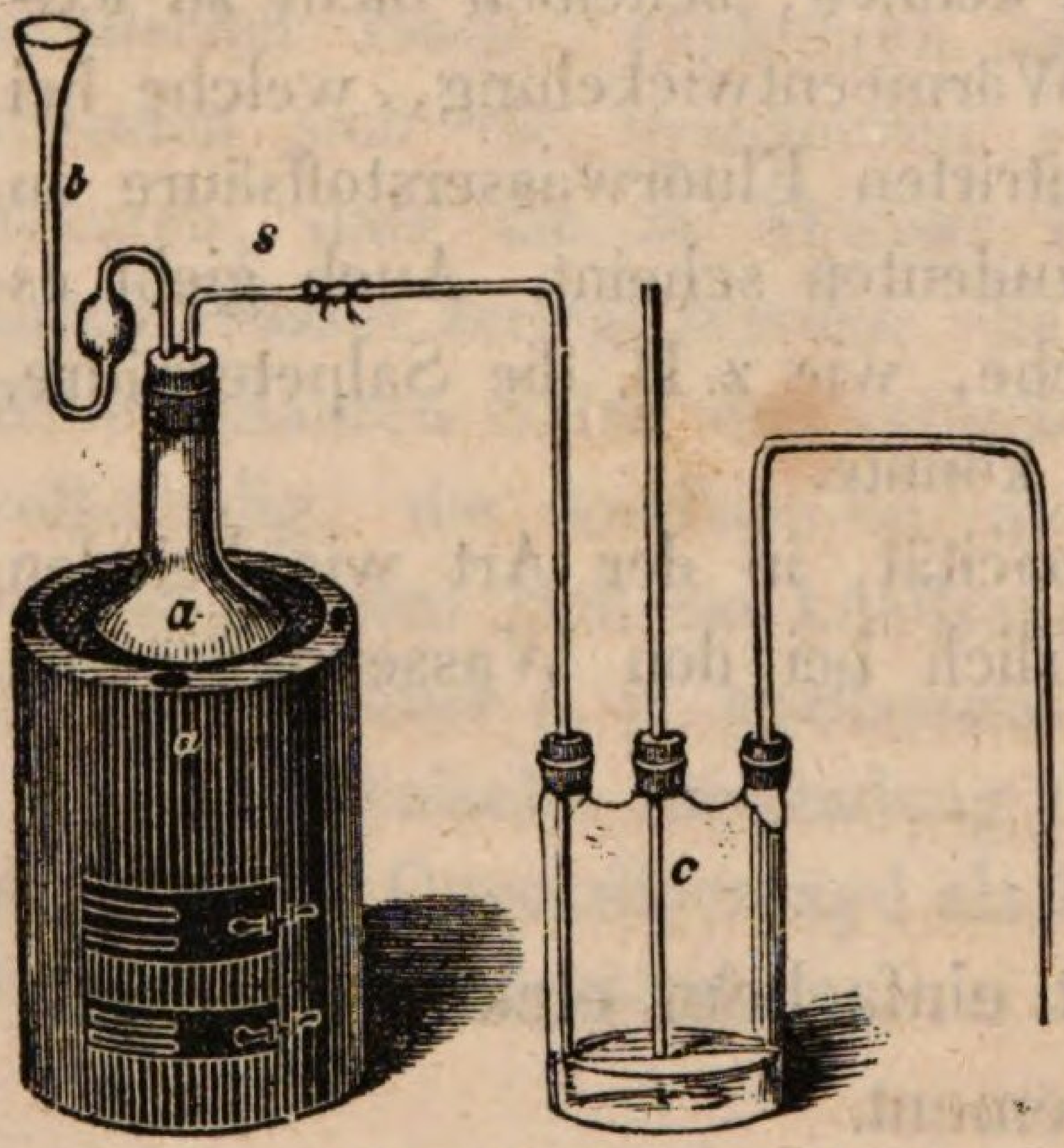
§. 202. Sie findet sich im freien Zustande als Gas, welches aus Vulcanen ausströmt oder in Gewässern, die aus Vulcanen fliefsen. **Vorkommen.**

§. 203. Das Chlorwasserstoffgas läfst sich direct aus seinen Elementen darstellen, indem man ein Gemisch von 1 Vol. Chlor und 1 Vol. Wasserstoffgas anzündet oder dem Tageslicht aussetzt; im directen Sonnenlicht geschieht die Verbindung unter Explosion. In der Regel stellt man sich das Gas dar, indem man Kochsalz (Chlornatrium NaCl) mit Schwefelsäurehydrat ($\dot{H}\ddot{S}$) übergiefst (NaCl und $\dot{H}\ddot{S}$ = HCl und $\dot{Na}\ddot{S}$). Das Gas wird über Quecksilber aufgefangen, wenn man es als solches haben will, oder in Wasser geleitet, von dem es reichlich verschluckt wird und alsdann die wässerige Chlorwasserstoffsäure bildet, welche den Trivialnamen Salzsäure hat.

Da die Salzsäure in der Chemie und den technischen Gewerben eine sehr ausgedehnte Anwendung findet, so breitet man sie fabrikmäfsig auf ähnliche Weise wie die Salpetersäure (in Galeerenöfen, aus Glasretorten oder eisernen Cylindern). Zur Darstellung einer reinen Salzsäure (was die in Fabriken gewonnene in der Regel nicht ist) bedient

Gewinnung reiner Salzsäure.

Fig. 31.



man sich eines Glasballons *a*, in welchem ungefähr 20 Pfund Kochsalz bequem mit der nöthigen Menge Schwefelsäure behandelt werden können. Auf 20 Th. Salz nimmt man 33½ Th. engl., mit 6 Th. Wasser verdünnte, Schwefelsäure und giefst diese nach und nach durch den Trichter *b* ein. Das Gas entwickelt sich durch das Rohr *s* und wird entweder in Woulffschen Flaschen *c* oder in einer mit Wasser gefüllten Flasche aufgefangen, welche durch kaltes Wasser oder Eis abgekühlt wird. Hört die Gasentwickelung beim Zusatz von Schwefelsäure auf, so wird der Ballon in einem Sandbade *a* langsam erwärmt.

§. 204. Die gasförmige Chlorwasserstoffsäure ist farblos, raucht an der Luft, riecht scharf sauer, wirkt erstickend und hat ein spec. Gewicht von 1,254, denn sie besteht in 1 Vol. aus $\frac{1}{2}$ Vol. Cl (= 1,22) und $\frac{1}{2}$ Vol. H (= 0,034). Sie läfst sich bei + 10° und 18 Atmosphären Druck zu einer farblosen Flüssigkeit condensiren. Eigenschaften der gasförmigen,

Das Gas wird in grofser Menge und sehr schnell vom Wasser verschluckt und in um so gröfserer Menge, je niedriger die Temperatur des Wassers ist. 1 Vol. Wasser von 0° nimmt gegen 480 Vol. Salzsäuregas auf und bildet damit eine Salzsäure von 1,21 spec. Gewicht, welche 42,4 p. C. Chlorwasserstoff enthält. Bei gewöhnlicher Temperatur gesättigt, nimmt das Wasser 38,4 p. C. Gas auf, bekommt ein spec. Gewicht von 1,192 und kocht bei + 60°. Eine gesättigte Lösung stöfst bei Temperaturen über der des Sättigungspunktes weifse Dämpfe aus, hat sehr sauren Geschmack und wirkt höchst ätzend. Ihr Kochpunkt liegt nicht hoch über dem Sättigungspunkte und steigt unter Entwickelung von gasförmiger Säure bis 110°, wobei er stehen bleibt; die zurückbleibende Flüssigkeit enthält alsdann noch 20 p. C. Chlorwasserstoff, hat 1,094 spec. Gewicht und läfst sich ohne weitern Verlust an Gas überdestilliren. Verdünnte Säure raucht nicht an der Luft. der wässerigen Säure.

Die Einwirkung der Säure auf die Metalle und Metalloxyde ist sehr stark. Gasförmiger Chlorwasserstoff zersetzt sich z. B. mit Baryterde unter Glühen, indem Chlorbaryum und Wasser sich bilden ($\dot{B}a$ und HCl = BaCl und $\dot{H}$). Dieselbe Zersetzung findet mit andern Metalloxyden Statt. Einige der Metalle werden von sehr concentrirter wässeriger Säure, andere von verdünnter unter Wasserstoffentwickelung gelöst und das Produkt ist ein Chlormetall.

Auf organische, namentlich vegetabilische Stoffe wirkt die Säure so, dafs die Körper gelb gefärbt oder geschwärzt werden.

§. 205. Die reine Salzsäure ist farblos und verflüchtigt sich beim Erhitzen ohne Rückstand. Die in Fabriken dargestellte Verunreinigungen der

Salzsäure. Salzsäure (gewöhnlich **rohe** genannt) ist meist gelblich gefärbt (durch organische Bestandtheile oder Eisenchlorid oder Chlor) und kann verschiedene Verunreinigungen enthalten, die theils von ihrer Darstellungsweise (Eisen von den eisernen Cylindern, Schwefelsäure und Natronsalze als solche mit übergerissen), theils von den unreinen Materialien, namentlich von denen der Schwefelsäure herrühren, z. B. Selen, Arsenik und Chlor, letzteres, wenn die Schwefelsäure Stickoxyd enthielt.

Königswasser. §. 206. Die Salzsäure findet nicht nur für sich, sondern auch im Gemenge mit Salpetersäure häufig Anwendung in der Technik. Ein solches Gemisch, aus 2 Th. Salzsäure mit 1 Th. Scheidewasser bestehend, wird **Königswasser** genannt, weil es von den alten Chemikern zuerst zum Auflösen des Königs der Metalle, des Goldes, benutzt wurde. Das Königswasser ist farblos, wenn es aus verdünnten Säuren gemischt ist, wird beim Erhitzen gelb, indem sich Chlor und salpetrige Säure entwickeln und löst mit wenigen Ausnahmen alle Metalle auf. Die Wirksamkeit desselben beruht auf dem Freiwerden des Chlors aus der Salzsäure, deren Wasserstoff sich mit $\frac{2}{5}$ des Sauerstoffs der Salpetersäure verbindet.

2. Bromwasserstoffsäure, HBr.

Darstellung. §. 207. Als Gas erhält man Bromwasserstoff, wenn Brom zu Terpenthinöl (C^5H^4) gesetzt wird, in Wasser gelöst, wenn man Schwefelwasserstoff zu Brom leitet, welches mit Wasser übergossen ist (Br und HS = HBr und S). Direct verbinden sich Brom und Wasserstoff nur sehr schwer.

Eigenschaften der gasförmigen, §. 208. Das Gas ist farblos, von 2,731 spec. Gewicht, raucht an der Luft, ist wie Chlorwasserstoff zusammengesetzt und verhält sich chemisch wie dieses. Es wird durch starken Druck und grofse Kälte zu einer Flüssigkeit und zuletzt zu einem festen Körper verdichtet. Wasser absorbirt es begierig

der wässerigen Säure. und bildet, damit gesättigt, eine rauchende Flüssigkeit, die beim Kochen Bromwasserstoff verliert, bis der Kochpunkt

auf 126° gestiegen ist. Die Säure geht dann unverändert über und hat ein spec. Gewicht von 1,486. Mit Salpetersäure gemischt, bildet sie eine ähnliche Flüssigkeit wie das Königswasser.

3. Jodwasserstoffsäure, HJ.

§. 209. Jodphosphor wird mit wenig Wasser über- Darstellung.
gossen. Dieses giebt seinen Sauerstoff an den Phosphor und seinen Wasserstoff an das Jod ab, Jodwasserstoff entweicht als Gas. Die wässerige Lösung stellt man wie die des Bromwasserstoffs dar.

§. 210. Jodwasserstoff ist ein farbloses Gas von 4,4 Eigenschaften.
spec. Gewicht, verdichtet sich durch hohen Druck oder starke Kälte zuerst zu einer Flüssigkeit, dann bei —52° zu einem festen, eisähnlichen Körper. Die wässerige Lösung des Gases ist anfangs farblos, nach einiger Zeit aber wird sie an der Luft theilweis zersetzt und durch ausgeschiedenes Jod braun gefärbt. Die concentrirte Säure raucht, giebt beim Kochen Gas ab, bis sie bei 125—28° kocht und hat dann 1,7 spec. Gewicht.

4. Fluorwasserstoffsäure, HF.

§. 211. Reiner Flufsspath (Fluorcalcium CaF) wird in Darstellung.
einer Platinretorte oder in einem Bleigefäfs mit dem Doppelten seines Gewichts concentrirter Schwefelsäure übergossen und erwärmt. Es bildet sich schwefelsaures Calciumoxyd (Kalkerde) und Fluorwasserstoffgas entweicht (CaF und $\dot{H}\ddot{S}$ = $\dot{Ca}\ddot{S}$ und HF).

Fig. 32.



§. 212. Von den physikalischen Eigenschaften des Ga- Eigenschaften.
ses kennt man bis jetzt nur die, dafs es durch hohen Druck und starke Kälte zu einer farblosen, sehr leicht beweglichen Flüssigkeit sich condensiren läfst. Die Lösung des Gases in Wasser ist farblos, die möglichst concentrirte Säure siedet ungefähr bei + 15°, raucht, riecht stechend sauer und wirkt

sehr heftig auf die thierische Haut ein. Sie zieht unter Schmerzen Blasen und ihr Dampf verursacht Augenentzündung und bösartige Wunden. Sie löst viele Metalle und zersetzt Metalloxyde, die von den andern starken Säuren nicht angegriffen werden, namentlich aber zeichnet sie sich durch eine grofse Verwandtschaft zum Silicium aus, wefshalb man sie schon seit Mitte des 17. Jahrhunderts zum Glasätzen benutzt hat. Dieses Aetzen beruht auf einer Zersetzung der im Glas enthaltenen Kieselsäure, welche mit Fluorwasserstoff Wasser und Kieselfluorgas bildet, und kann entweder durch die gasförmige oder durch die wässerige Säure bewirkt werden. Aus demselben Grunde ist auch die Fluorwasserstoffsäure ein für den analytischen Chemiker sehr schätzbares Mittel zur Zerlegung der in der Natur häufig vorkommenden kieselsauren Fossilien. Die Fluorwasserstoffsäure, häufig *Flusssäure* genannt, kann nur in Gefäfsen von Gold, Platin, Silber oder Blei aufbewahrt werden, weil sie von den übrigen Metallen zersetzt wird; dies geschieht zwar auch von Blei und Silber, aber nur sehr wenig, von Gold und Platin dagegen gar nicht.

Flusssäure.

Obwohl man das Fluor noch nicht isolirt hat, so ist doch durch die Analyse die Zusammensetzung des Fluorwasserstoffgases ermittelt. Es besteht aus HF.

Verbindungen des Fluorwasserstoffs mit Fluorkiesel und Fluorbor.

§. 213. Die Fluorwasserstoffsäure verbindet sich mit Fluorbor (s. o. §. 96.) und Fluorkiesel (s. o. §. 92.) zu eigenthümlichen Säuren, in denen bei ihrer Berührung mit Basen nur das Fluor des Fluorwasserstoffs sich mit dem Metall der Basis vereinigt und dieses so gebildete Fluormetall mit dem Fluorbor oder Fluorkiesel eine Verbindung eingeht.

Kieselfluorwasserstoffsäure, $3HF + 2SiF^3$, (*kieselhaltige Flusssäure*).

Darstellung.

§. 214. Gleiche Theile zerriebener Flufsspath und grob pulverisirtes Glas werden mit 6 Th. Schwefelsäure in einem Destillationsapparate erhitzt und das sich entwickelnde Fluorkieselgas in Wasser geleitet ($3CaF$, $\dddot{Si}$ und $3\dddot{S} = 3Ca\dddot{S}$ und

SiF^3). Durch Wasser wird von 3 Atomen SiF^3 1 Atom zerlegt und bildet Kieselsäure und Fluorwasserstoff (SiF^3 und $3\dot{H} = \dddot{Si}$ und $3HF$) und die zwei unzersetzten Atome SiF^3 vereinigen sich mit dem gebildeten Fluorwasserstoff ($3HF$) zur Kieselfluorwasserstoffsäure. Die durch Zerlegung des Fluorkiesel entstandene Kieselsäure scheidet sich sofort gallertartig aus und würde das Entbindungsrohr verstopfen, wenn man nicht auf den Boden des Gefäfses, welches das Wasser enthält, etwas Quecksilber gösse und das Gasentwickelungsrohr unter dasselbe münden liefse. Die Lösung der Kieselfluorwasserstoffsäure wird von der Kieselsäure abgegossen und durch Leinwand colirt.

§. 215. Kieselfluorwasserstoffsäure ist eine farblose, rein saure Flüssigkeit, die beim fortgesetzten Erhitzen sich zerlegt, indem Fluorkiesel entweicht. Sie besteht aus $3HF + 2SiF^3$ und bildet mit den Basen Salze, die aus 3 Atomen Fluormetall und 2 At. Fluorkiesel bestehen. Manche dieser Salze, z. B. das Kalium- und Bariumsalz, sind in Wasser so schwer löslich, dafs man sich der Kieselfluorwasserstoffsäure zur Trennung jener Metalloxyde von andern Verbindungen bedient. Eigenschaften.

II. Wasserstoffsäuren mit zusammengesetztem elektronegativen Element.

1. Cyanwasserstoffsäure, (*Blausäure*) HCy.

§. 216. Die Cyanwasserstoffsäure läfst sich aus Bestandtheilen mehrer Pflanzen darstellen, welche in die Geschlechter Prunus und Amygdalus gehören, z. B. aus den Kernen der Pfirsichen und Pflaumen, aus den bittern Mandeln, aus der Rinde des Faulbaums, aus den Blättern des Kirschlorbeers u. a. Ihre Darstellung geschieht in der Regel aus Cyanverbindungen, und zwar, wenn sie wasserfrei dargestellt werden soll, durch Zerlegung des Cyanquecksilbers (s. u.) mittelst Schwefelwasserstoff (HgCy Darstellung.

und HS = HgS und HCy), wenn sie aber in Lösung gewonnen werden soll, durch Destillation des Kaliumeisencyanürs (s. u. Eisen) mit Schwefelsäure: 2. (2KCy + FeCy) und $3\dot{H}\ddot{S}$ = 3HCy, $3\dot{K}\ddot{S}$ und (KCy + 2FeCy). Dieses letztere Salz bleibt mit dem schwefelsauren Kali in der Retorte zurück. Die entweichende Cyanwasserstoffsäure wird in Wasser oder Alkohol aufgefangen, und zwar wendet man am besten auf 10 Th. Kaliumeisencyanür 36 Th. Alkohol zum Auffangen an und destillirt so lange, bis daraus 44 Th. geworden sind. Früher wurde die Säure aus Berlinerblau dargestellt und defshalb Blausäure genannt.

Eigenschaften. §. 217. Die wasserfreie Cyanwasserstoffsäure ist eine farblose, sehr flüchtige Flüssigkeit von 0,697 spec. Gewicht bei $+18^0$ und eigenthümlichem, stark bittermandelähnlichen Geruch, kocht bei $+26{,}5^0$ und erstarrt bei -15^0; das Gas hat ein spec. Gewicht von 0,9376. Die wasserfreie Säure ist aufserordentlich giftig und erfordert bei ihrer Darstellung die gröfste Sorgfalt, an der Luft zerlegt sie sich sehr schnell in jene schwarzbraune Substanz, die auch bei Zerlegung des Cyangases entsteht, und mehre Zersetzungsprodukte enthält. Die wässerige Lösung der Blausäure, vor dem Lichte und der Luft geschützt, behält ihre Farblosigkeit lange Zeit, beiden ausgesetzt zerlegt sie sich jedoch bald, die Lösung in Alkohol hält sich am längsten unzersetzt. Diese Säure ist weniger giftig als die wasserfreie, sie erregt beim Riechen Kratzen im Halse. — Von starken Säuren wird die wässerige Blausäure in Ameisensäure (C^2HO^3) und Ammoniak zerlegt, mit Metalloxyden bildet sie Wasser und Cyanmetalle, von denen die der Alkalien in Wasser löslich, die vieler andern Metalle, namentlich des Silbers, ganz unlöslich sind. Kalium verschluckt das Cyanwasserstoffgas zur Hälfte, indem es sich mit dem Cyan desselben verbindet und $\frac{1}{2}$ Vol. Wasserstoffgas zurückläfst. 1 Vol. Cyanwasserstoff besteht also aus $\frac{1}{2}$ Vol. Wasserstoff und $\frac{1}{2}$ Vol. Cyan, = HCy oder $H + C^2N$.

2. Schwefelcyanwasserstoffsäure, $H\overset{''}{Cy}$.

§. 218. Schwefelcyankalium, gewonnen durch Schmelzen des Kaliumeisencyanürs mit Schwefel, wird mit Phosphorsäure der Destillation unterworfen. $K\overset{''}{Cy}$ und $\dot{H}\dddot{P}$ = $\dot{K}\dddot{P}$ und $H\overset{''}{Cy}$. Darstellung.

§. 219. Eine farblose Flüssigkeit von stark saurem Geschmack und der Essigsäure ähnlichem Geruch, zerlegt sich von selbst und durch starke Säuren, zeichnet sich durch die blutrothe Farbe ihrer Eisenverbindung aus; wefshalb man sie auch ***Rhodanwasserstoffsäure*** (ῥόδιος roth) genannt hat. Sie besteht aus $HC^2NS^2 = HCyS^2$ oder $H\overset{''}{Cy}$. Eigenschaften.

Anhang zu den Säuren.

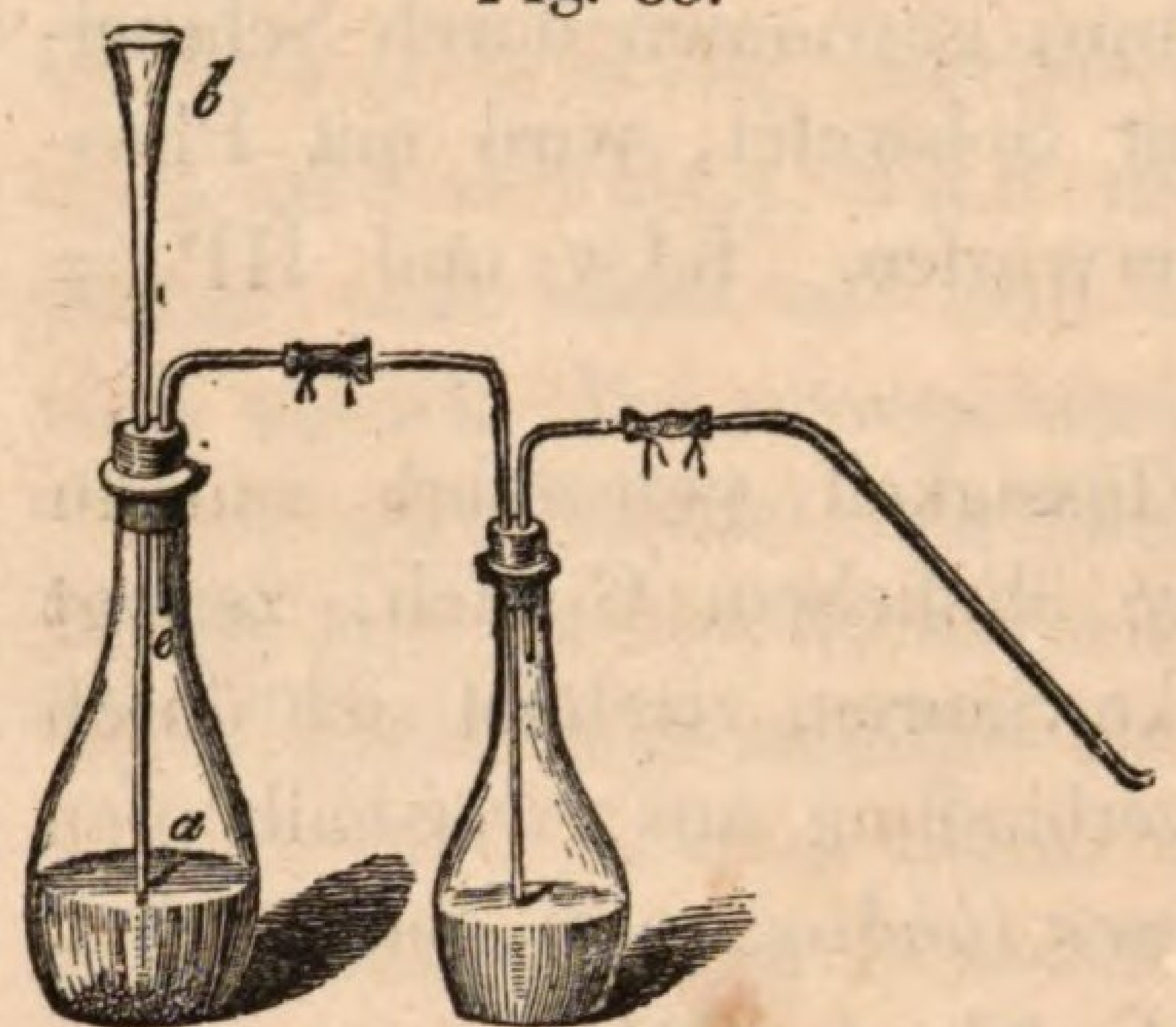
§. 220. Viele chemische Lehrbücher pflegen zu den Wasserstoffsäuren die Verbindungen des Schwefels und Selens mit Wasserstoff zu rechnen. In der That haben diese letzteren in vielen Beziehungen Aehnlichkeit mit den Wasserstoffsäuren, sie zerlegen sich, eben so wie diese, mit den Metalloxyden in Wasser und ein Schwefel- oder Selenmetall, aber gerade dieses Produkt der Zersetzung unterscheidet sich in seinem chemischen Verhalten so sehr von den Haloïdsalzen, dafs man jene Wasserstoffverbindungen nicht wohl mit den Wasserstoffsäuren in eine Reihe setzen kann.

Schwefelwasserstoff, $\overset{\prime}{H}$ oder HS.

§. 221. Freier Schwefelwasserstoff findet sich in mehren Quellwassern, welche als Heilmittel benutzt werden. Er entsteht durch Zersetzung organischer Substanzen, die Schwefel oder schwefelsaure Salze enthalten. — Direct vereinigen sich Schwefel und Wasserstoff nicht; man erhält die Verbindung, wenn gewisse Schwefelmetalle mit verdünnten Säuren übergossen werden. Die gewöhnliche Darstellungsweise ist: man übergiefst Schwefeleisen in einer Gasentwickelungsflasche *a* (Fig. 33.) mit verdünnter Schwefelsäure, das Vorkommen.

Wasser wird zersetzt, sein Sauerstoff verbindet sich mit Eisen zu Eisenoxydul und dieses mit Schwefelsäure, sein Wasserstoff vereinigt sich mit dem Schwefel und entweicht als Schwefelwasserstoff durch das Rohr *e* (FeS und $\dot{H}\dddot{S} = \dot{Fe}\dddot{S}$ und HS). Um das Gas rein zu erhalten leitet man es erst durch eine Zwischenflasche, in der sich ein wenig Wasser befindet, welches das mit übergerissene schwefelsaure Eisenoxydul aufnimmt.

Fig. 33.



Eigenschaften. §. 222. Schwefelwasserstoff ist ein farbloses Gas von 1,1804 spec. Gewicht, zeichnet sich durch einen höchst widrigen Geruch nach faulen Eiern aus. Rein in gröſserer Menge eingeathmet wirkt es tödtlich; in einer Atmosphäre, die davon $\frac{1}{1500}$ des Volums enthält, sterben Vögel. Es läſst sich entzünden und brennt mit blauer Flamme; mit Sauerstoff gemengt und angezündet, detonirt es; dasselbe geschieht, wenn in ein mit dem Gase angefülltes Gefäſs rauchende Salpetersäure gegossen wird. Chlor, Brom und Jod zerlegen es unter Abscheidung von Schwefel. Durch einen Druck von 17 Atmosphären bei $+ 10^0$ wird es condensirt zu einer dünnen Flüssigkeit. Viele Metalle zerlegen das Schwefelwasserstoffgas unter Abscheidung von Wasserstoff und Bildung von Schwefelmetallen, z. B. Silber, Kupfer, Zinn u. a. Die Metalloxyde zerlegen sich damit in Wasser und Schwefelmetall (z. B. $\dot{Pb}$ und $HS = PbS$ und $\dot{H}$). Mit den Schwefelmetallen der Alkalien und alkalischen Erden vereinigt sich der Schwefelwasserstoff und bildet mit ihnen Schwefelsalze, z. B. $KS + HS$, die in Wasser löslich sind. Die Schwefelverbindungen der schweren Metalle sind fast alle in Wasser unlöslich und meist verschieden gefärbt, weſshalb man das Gas oder eine Lösung desselben in der analytischen Chemie als wichtiges

Erkennungs- und Trennungsmittel verschiedener Metalle benutzt. Als Lösungsmittel des Schwefelwasserstoffs bedient man sich meist des Wassers, welches, bei + 11° damit gesättigt, ungefähr 3mal sein Volum an Gas aufnimmt, den eigenthümlichen Geruch und saure Reaction bekommt und in verschlossenen Gefäfsen aufbewahrt wird. Das destillirte Wasser, in welchem Schwefelwasserstoff aufgefangen werden soll, wird am besten kurz vorher durch Aufkochen von Luft befreit, sonst entsteht sogleich beim Hineinleiten des Gases starke Trübung durch abgeschiedenen Schwefel; denn mit Luft in Berührung oxydirt sich der Wasserstoff des Schwefelwasserstoffs zu Wasser und Schwefel scheidet sich aus. Dieses Schwefelwasserstoffwasser zerlegt, wie das Gas, die Auflösungen derjenigen Metallsalze in Wasser, deren Metalle das Wasser nicht zerlegen. Hierdurch erhält man ein Unterscheidungsmittel zwischen gewissen Metallen. Unter allen Metallsalzen sind die Bleisalze am empfindlichsten gegen Schwefelwasserstoff. Schwefelwasserstoffwasser.

Auch Alkohol löst Schwefelwasserstoffgas auf und zwar bis zum Sechsfachen seines Volums, nach einiger Zeit aber wirkt das Gas zersetzend auf den Alkohol.

1 Vol. Schwefelwasserstoff besteht aus 1 Vol. H und $\frac{1}{2}$ Vol. S, verdichtet zu 1 Vol., oder aus 1 Aeq. Wasserstoff und 1 Aeq. Schwefel = $\acute{H}$ oder HS. Zusammensetzung.

§. 223. Schwefel bildet mit Wasserstoff noch eine andere Verbindung, die eine gelbliche, ölartige Flüssigkeit ist und mehr Schwefel als die vorige enthält, deren Zusammensetzung aber noch nicht genau bekannt ist.

Selenwasserstoff, HSe.

§. 224. Er bildet sich auf ähnliche Weise und ist ein Gas, dessen Eigenschaften viel Aehnlichkeit mit denen des Schwefelwasserstoffs haben. Er ist wissenschaftlich von Interesse, findet aber weder in der technischen noch in der wissenschaftlichen Chemie ausgedehntere Anwendung.

Tabellen für die wasserhaltigen Säuren.

§. 225. Da die meisten Sauerstoffsäuren und von den Wasserstoffsäuren wenigstens die Salzsäure eine ausgedehnte Anwendung in den Künsten und Gewerben finden, so werden sie jetzt in grofsen Mengen dargestellt und in den Handel gebracht. Beim Gebrauch derselben kommt es auf den Gehalt der wässerigen Säure an wasserfreier Säure — denn das ist der eigentlich wirksame Bestandtheil — an. Weil aber die in verschiedenen Fabriken dargestellten Säuren nicht immer gleichen Gehalt an wasserfreier Säure haben, so mufs man ein Mittel anwenden, um denselben zu erfahren und dieses Mittel ist das spec. Gewicht der Säuren, welches durch die Aräometer ermittelt wird. Bei den am meisten gebräuchlichen Säuren ist durch zahlreiche Versuche der Gehalt der mit verschiedenen Mengen Wasser verdünnten Säuren ermittelt und in Tabellen aufgestellt, welche am Ende der 1. Abtheilung folgen. Man pflegt sehr häufig nach Beaumé's Aräometergraden die Stärke einer Säure anzugeben und damit man nach dieser Angabe das spec. Gewicht und den procentigen Gehalt an wasserfreier Säure erfahre, ist eine Tabelle beigefügt, in welcher die den Beaumé'schen Graden entsprechenden spec. Gewichte aufgestellt sind.

Die Metalle.

Aufser den bisher abgehandelten 13 einfachen Körpern kennt man bis jetzt noch 46 andere und diese werden mit dem Namen „Metalle" bezeichnet *).

Unterscheidungsmerkmale

§. 226. Zwischen diesen und den Metalloïden scharf characterisirte Unterscheidungsmerkmale festzustellen, ist sehr

*) Einige chemische Lehrbücher rechnen drei derselben, nämlich Tellur, Antimon und Arsenik zu den Metalloïden und stellen wegen der Aehnlichkeit ihrer chemischen Eigenschaften das Tellur neben den Schwefel, das Arsenik und Antimon neben den Phosphor.

schwer. In Bezug auf ihre physikalischen und chemischen Eigenschaften unterscheiden sich zwar im Allgemeinen die meisten Metalle von dem gröfsten Theile der Metalloïde, dennoch aber sind keine Merkmale der einen oder der andern Abtheilung so ausschliefslich eigen, dafs nicht einige Metalle — namentlich in Bezug auf die chemischen Eigenschaften ihrer Sauerstoffverbindungen — den Metalloïden sehr nahe stünden (Tellur, Antimon, Arsenik). Das beste Unterscheidungsmerkmal, was bei allen Metallen zutrifft, ist: die Fähigkeit, Wärme und Elektricität besser zu leiten, als alle Metalloïde. Zwar sind die Metalloïde nicht absolute Nichtleiter der Wärme und Elektricität, aber es steht ihnen jene Eigenschaft nur in geringem Grade zu; die Kohle z. B. ist Elektricitätsleiter, aber sehr schlechter Wärmeleiter. Schwefel leitet weder Wärme noch Elektricität und dasselbe gilt von den gasförmigen Metalloïden.

zwischen Metallen und Metalloïden

Aufserdem hat man noch folgende physikalische Eigenschaften, als den Metallen vorzugsweise zukommend, aufgestellt. 1) Undurchsichtigkeit. [Diese besitzen aber von den Metalloïden das Jod, der Schwefel und Kohlenstoff auch; andererseits sind einige Metalle (Kupfer, Gold) in sehr dünnen Blättchen durchsichtig.] 2) Metallglanz. [Diese Eigenschaft, welche hauptsächlich auf der Undurchsichtigkeit (dem Zurückwerfen der Lichtstrahlen von der Oberfläche undurchsichtiger Körper) beruht, haben von den Metalloïden Jod und Kohlenstoff (Graphit, Anthrazit) auch.] 3) Geschmeidigkeit und Dehnbarkeit [sind vielen Metallen in hohem Grade eigen (Silber, Gold), anderen dagegen nicht (Antimon, Wismuth) und manche sind so spröde, dafs sie sich pulvern lassen.] 4) Das spec. Gewicht, welches für die ältern Chemiker ein wichtiges Unterscheidungszeichen der Metalle von den Metalloïden war, ist es jetzt nicht mehr. Obwohl im Allgemeinen die Metalle ein viel höheres spec. Gewicht als die Metalloïde besitzen, so giebt es doch Metalle (der Alkalien und alkalischen Erden) welche ein niedrigeres spec. Gewicht als Jod und Kohlenstoff (Diamant)

rücksichtlich ihrer physikalischen Eigenschaften,

haben. 5) Die Fähigkeit, unter Umständen in den flüssigen Zustand überzugehen (Schmelzbarkeit) und zu krystallisiren, besitzen fast alle Metalle, aber auch einige Metalloïde (Schwefel, Phosphor, Jod). Der Schmelzpunkt verschiedener Metalle ist sehr verschieden (Quecksilber — 38, Eisen ungefähr + 1500, Platin über + 2000°). Ein Metall verdunstet bei gewöhnlicher Temperatur (Quecksilber), andere Metalle bedürfen dazu sehr hoher (Gold), andere weniger hoher (Zink, Blei, Wismuth). Die meisten Metalle krystallisiren in der Form von Würfeln, Octaëdern oder Dodecaëdern, wenige in Rhomboëdern (Antimon, Arsenik).

rücksichtlich ihrer chemischen Eigenschaften.

§. 227. Unter den chemischen Eigenschaften, welche die Metalle oder deren Verbindungen von den Metalloïden und deren Verbindungen unterscheiden, sind es besonders diese: 1) die Verwandtschaft der Metalle unter einander ist weit geringer, als die der Metalle zu den Metalloïden (mit Ausnahme des Wasserstoffs und Stickstoffs); 2) die Oxydationsstufen der meisten Metalle sind Basen, nur eine kleine Anzahl Metalle bilden Säuren; die Oxydationsstufen fast aller Metalloïde dagegen sind Säuren.

In Bezug auf die chemischen Eigenschaften kann man die Metalle in gewisse Gruppen abtheilen, in welche man die ihren chemischen Eigenschaften zufolge ähnlichen Metalle neben einander stellt. Jedoch läfst sich auch hierbei keine grofse Uebereinstimmung und Gleichmäfsigkeit herbeiführen, weil oft die chemische Aehnlichkeit mancher Metalle sich nicht auch auf die Aehnlichkeit ihrer Verbindungen (z. B. der Oxyde) erstreckt. So viel als thunlich, wird, wenn nicht Rücksicht auf praktische und technische Wichtigkeit eine Zusammenstellung gewisser Metalle erfordern sollte, die Abhandlung in Gruppen erfolgen, die nach der chemischen Aehnlichkeit der Metalle selbst oder ihrer wichtigern Verbindungen aufgestellt sind.

Ueber die Verbindungen der Metalle mit den Metalloïden oder unter einander lassen sich nicht viel allgemeine und weit umfassende Beschreibungen geben; das Wichtige davon

findet am besten bei der speciellen Abhandlung der Metalle seinen Platz. Nur einige wenige allgemeine Erörterungen sollen hier folgen.

Oxydiren der Metalle auf trocknem, auf nassem Wege; bei niedriger, bei hoher Temperatur.

§. 228. Die Sauerstoffverbindungen der Metalle können auf vielfältige Weise entstehen; auf zwei Arten lassen sich aber die verschiedenen Entstehungsweisen zurückführen, nämlich entweder wird ein Metall durch freien ihm dargebotenen Sauerstoff oxydirt oder es entzieht denselben einer andern chemischen Verbindung, die man mit ihm in Berührung bringt. Ersteres geschieht in der Regel durch den Sauerstoff der atmosphärischen Luft oder durch reines Sauerstoffgas, letzteres durch den Sauerstoff des Wassers (bei den sogenannten wasserzersetzenden Metallen) oder den der Salpetersäure oder Schwefelsäure. Ersteres nennt man Oxydation auf trocknem, letzteres auf nassem Wege; zu ersterem Wege gehört aber auch die Oxydation eines Metalls durch Schmelzen mit salpetersaurem Kali (Salpeter), oder einem andern Sauerstoff abgebenden Körper. Einige Metalle oxydiren sich schon bei gewöhnlicher Temperatur und selbst bei tiefern Kältegraden (Kalium, Natrium, Mangan), andere bei mäfsiger Hitze oder in feuchter kohlensäurehaltiger Luft (Eisen, Blei, Kupfer, Zink), noch andere können gar nicht weder bei gewöhnlicher Temperatur, noch durch starkes Erhitzen, mit Sauerstoff direct verbunden erhalten werden (Platin, Silber, Gold), sondern nur auf indirectem Wege durch Zerlegung ihrer Salze. Im Allgemeinen sind die Metalloxyde glanzlose erdige Pulver und wurden defshalb früher Metallkalke genannt.

Manche Metalle bilden nur basische Oxyde, Basen (Quecksilber), andere bilden Basen und Säuren (Eisen, Mangan, Antimon, Chrom), noch andere nur Säuren (Arsenik, Tellur).

Verbindungen der Oxyde. Hydrate.

§. 229. Die Oxyde verbinden sich mit dem Wasser und heifsen alsdann Hydrate. In diesen Verbindungen steht der Sauerstoff des Wassers stets in stöchiometrischem Verhältnifs zum Sauerstoff des Oxyds, z. B. $\dot{C}u\dot{H}$, $\dot{P}b^3\dot{H}$. Bisweilen

giebt es von demselben Oxyde mehre Hydrate (z. B. Eisenoxydhydrat: $\ddot{F}e^2\dot{H}^3$ und $\ddot{F}e\dot{H}$). Die Verwandtschaft der Oxyde zum Wasser ist bei den verschiedenen Hydraten nicht gleich grofs, einige derselben halten das Wasser selbst in der Rothglühhitze fest (Kalihydrat, Natronhydrat), andere verlieren es schon beim Kochpunkte des Wassers selbst unter Wasser (Kupferoxydhydrat). Manche Oxyde bilden überhaupt keine Hydrate (Silberoxyd, Quecksilberoxyd).

Salze. Die basischen Oxyde verbinden sich mit Säuren zu Salzen (s. unten §. 247.). Häufig geht ein basisches Oxyd mit einem andern basischen eine Verbindung ein, in welcher das schwächer basische die Rolle der Säure in den gewöhnlichen Sauerstoffsalzen vertritt (z. B. Aluminiumoxyd—Zinkoxyd, Bleioxyd—Kaliumoxyd).

Reduciren der Oxyde. §. 230. Die Reduction der Oxyde d. h. ein Zurückführen derselben in den metallischen Zustand findet ebenfalls auf sehr verschiedene Art Statt. Einigen Oxyden kann man durch blofses Erhitzen den Sauerstoff entziehen (z. B. dem

Edle Metalle. Silber-, Gold-, Platinoxyd) und deren Metalle heifsen edle.

Reductionsmittel sind: Wasserstoff, Andere bedürfen aufser der erhöhten Temperatur noch eines Zusatzes (Reductionsmittel), dessen Verwandtschaft zum Sauerstoff gröfser als die des Metalls im Oxyd ist und man bedient sich hierzu gewöhnlich des Wasserstoffs (namentlich bei sorgfältigern wissenschaftlichen Versuchen) oder der Kohle (bei der fabrikmäfsigen Darstellung von Metallen auf

Kohle, Hüttenwerken). Die erstere Reductionsweise wird in Röhren, durch welche Wasserstoffgas über das erhitzte Oxyd strömt, die letztere durch Erhitzen des Oxyds mit dem Reductionsmittel in Tiegeln oder Oefen vorgenommen. Ist das Metalloxyd schwer reducirbar, so wendet man einen Gebläseofen an, im Gegentheil blos einen Windofen, bei welchem die Höhe des Schornsteins den Zug also auch die höhere oder geringere Temperatur bedingt. Die Verwandtschaftskraft eines Körpers zum Sauerstoff hängt sehr von der Temperatur ab; bei recht hoher Temperatur übertrifft die Kohle fast alle Metalle an Verwandtschaft zum Sauerstoff.

— Die alten Chemiker nannten das durch Reduction erhaltene geschmolzene Metall Regulus (Metallkönig), daher man sich auch jetzt noch des Ausdrucks **regulinisch**, d. h. metallisch, zu bedienen pflegt. — Als Reductionsmittel dienen *andere Metalle,* aber auch andere Metalle, die gröſsere Verwandtschaft zum Sauerstoff haben als das in dem zu reducirenden Oxyde enthaltene, und unter ihnen stehen allen voran die Metalle Kalium und Natrium. Endlich findet auch im Gegensatz gegen die bisher angeführten Reductionsarten (welche man die auf trocknem Wege nennt) eine Reduction auf nassem Wege statt und diese geschieht a) durch Hineinstellen eines Metalls von gröſserer Verwandtschaft zum Sauerstoff in die Auflösung eines andern Metallsalzes, (Zink in eine Lösung von essigsaurem Bleioxyd fällt Blei aus, Eisen in einer Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd fällt Kupfer aus); *der elektrische Strom,* b) durch Leiten des Stroms einer hydroelektrischen Kette durch eine Metalloxydlösung, wobei sich am — Pol das Metall absetzt (die galvanische Vergoldung, Versilberung u. s. w.); *das Licht,* c) durch Einwirkung des Sonnenlichtes auf manche Metallsalze, z. B. Gold- und Silberoxydsalze; *manche Salzlösungen.* d) durch Zusatz gewisser Salzlösungen, deren Basis oder Säure sich leicht höher zu oxydiren geneigt ist, zu den Lösungen mancher andern Metallsalze.

Schwefelmetalle. §. 231. Mit Schwefel gehen die Metalle fast eben so vielfältige Verbindungen ein, wie mit Sauerstoff. In der Regel giebt es von einem Metall eben so viele Schwefelungsstufen als Oxydationsstufen und dieselben sind meistens den Oxyden proportional zusammengesetzt. Bei einigen Metallen aber finden wir sogar mehr Schwefelungsstufen als Oxydationsstufen (z. B. beim Arsenik). *Darstellung.* Ihre Darstellung kann auf trocknem und nassem Wege geschehen, und zwar auf trocknem Wege entweder, indem die Metalle unmittelbar mit Schwefel zusammengeschmolzen, oder wenn die Oxyde derselben mit kohlensaurem Natron und Schwefel geschmolzen werden, oder durch Erhitzen der Oxyde in einem Strom von Schwefelwasserstoff ($\dot{R}$ und $HS = RS$ und $\dot{H}$) oder

Schwefelkohlenstoff ($2\dot{R}$ und $CS^2 = 2RS$ und $\ddot{C}$) oder durch Glühen eines schwefelsauren Salzes mit Kohle (z. B. $\dot{K}\dddot{S}$ und $2C = KS$ und $2\ddot{C}$). Auf nassem Wege werden die Schwefelmetalle gewonnen, wenn ein Metallsalz durch Schwefelwasserstoff oder durch die Lösung eines Schwefelalkalis zerlegt wird (z. B. $\dot{Cu}\dddot{S}$ und $HS = CuS$, $\dot{H}$ und $\dddot{S}$).

Eigenschaften derselben.

— Allgemeine Eigenschaften der Schwefelmetalle sind folgende: sie haben meistens einen solch lebhaften Glanz, wie die Metalle, namentlich wenn sie geschmolzen sind, und leiten alsdann die Elektricität. Sie bilden entweder die Basis (das elektropositive Glied) oder die Säure (das elektronegative Glied) eines Schwefelsalzes. Bei mehren Schwefelstufen eines und desselben Metalls sind die höhern in der Regel durch Hitze zerlegbar, indem sie einen Antheil Schwefel verlieren und dadurch in eine niedrigere Schwefelstufe verwandelt werden, welche meist der stärksten Basis, die unter den Sauerstoffverbindungen dieses Metalls existirt, proportional zusammengesetzt ist. Durch Behandeln mit verdünnter oder concentrirter Schwefelsäure oder Salzsäure zerlegen sich die meisten Schwefelmetalle unter Entwickelung von Schwefelwasserstoffgas. Mehre Schwefelmetalle gehen mit proportionalen Oxydationsstufen desselben Metalls chemische Verbindungen ein und diese werden **Oxysulphurete** oder Oxysulphüre genannt (z. B. Antimonoxysulphür).

Oxysulphurete.

Reduction der Schwefelmetalle.

§. 232. Aus den Schwefelmetallen kann auf ähnliche Weise wie aus den Oxyden das Metall wieder gewonnen werden. Durch blofses Glühen geschieht die Reduction nur bei einigen der edlen Metalle. Durch Glühen in einem Strom von Wasserstoffgas kann der Schwefel nur den Schwefelverbindungen des Antimons, Silbers und Wismuths entzogen werden. Die meisten Schwefelmetalle müssen, um aus ihnen das Metall zu erhalten, durch wiederholtes Erhitzen beim Zutritt der Luft in Oxyde verwandelt (**Rösten**, **Abschwefeln**) und diese alsdann durch Einschmelzen mit Kohle reducirt werden. Einige wenige Schwefelmetalle pflegt

Rösten.

man auch dadurch zu reduciren, dafs sie mit einem andern Metall zusammen erhitzt werden, welches wegen gröfserer Verwandtschaft zum Schwefel mit letzterem sich verbindet (z. B. Schwefelquecksilber oder Schwefelblei mit Eisen erhitzt giebt Quecksilber oder Blei und Schwefeleisen).

§. 233. Verbindungen von Metallen mit Wasserstoff und Stickstoff kennen wir bis jetzt nur sehr wenige, es läfst sich daher nichts Allgemeines darüber anführen, das Besondere wird bei den betreffenden Metallen erwähnt werden.

§. 234. Phosphor scheint sich nach den bisherigen Erfahrungen nicht leicht mit den Metallen zu vereinigen. Man kennt nicht viel Bestimmtes über Phosphormetalle. Einige Verbindungen des Phosphors mit Metallen (z. B. Eisen) sind von Wichtigkeit und werden bei diesen erwähnt werden. Im Allgemeinen pflegt man Phosphormetalle durch Erhitzen eines phosphorsauren Metallsalzes mit Kohle oder durch directe Vereinigung des Phosphors mit dem Metall, oder durch Glühen des Gemenges von fester Phosphorsäure, Oxyd und Kohle zu erhalten. Phosphormetalle.

§. 235. Die Verbindungen der Haloïde mit Metallen gehören zu den Salzen und es wird bei diesen ausführlicher das Allgemeine über jene Verbindungen angeführt werden.

§. 236. Kohlenmetalle entstehen oft bei der Reduction der Metalle. Die Verwandtschaft des Kohlenstoffs zu den Metallen ist aber nicht bedeutend und der Gehalt eines Kohlenmetalls an Kohlenstoff ist stets nur gering. Von den meisten Verbindungen der Metalle mit Kohle wissen wir nichts Genaues. In der Regel sind dieselben viel spröder als die Metalle. Am genauesten kennt man die technisch bedeutungsvollen Verbindungen des Eisens mit Kohlenstoff (Roheisen, Stabeisen, Stahl). Kohlenmetalle.

§. 237. Von den Verbindungen der Metalle mit Bor und Kiesel wissen wir nur sehr wenig. Es giebt aber einige Verbindungen davon.

§. 238. Die Metalle vereinigen sich auch unter einander und diese Verbindungen heifsen Legirungen. Mit wenigen Legirungen.

Ausnahmen läfst sich jedes Metall mit einem andern zusammenschmelzen. Häufig findet beim Zusammenschmelzen von Metallen eine Verbindung in bestimmten stöchiometrischen Proportionen statt und dann kann diese Verbindung unter günstigen Umständen auch wohl in Krystallen erhalten werden. Oft sind solche Verbindungen in der Legirung mit einem Ueberschufs des einen oder andern Metalles gemischt. Manche Metalle gehen in mehren Verhältnissen mit einem andern bestimmte Verbindungen ein (so z. B. bilden Kupfer und Zinn zwei verschiedene Legirungen, die im Kanonengut mit Ueberschufs von Kupfer gemengt sind). Am leichtesten bilden sich Legirungen in bestimmten Verhältnissen, wenn die Metalle, deren Oxydatiosstufen meist Säuren sind (z. B. Arsenik, Tellur, Antimon), mit Metallen, deren Oxyde vorherrschend basisch sind (z. B. Silber, Blei), zusammengeschmolzen werden. Beim Legiren von Metallen, die sich chemisch verbinden, findet stets Wärmeentwickelung statt, bei einigen solchen Legirungen tritt nach dem Erkalten Volumenverminderung, bei andern Volumenvergröfserung ein.

Amalgame.

§. 239. Vereinigungen von Quecksilber mit andern Metallen heifsen Amalgame und es findet in Bezug auf die stöchiometrischen Verhältnisse der darin enthaltenen Bestandtheile dasselbe statt wie bei andern Legirungen.

Allgemeine Eigenschaften der Legirungen.

§. 240. Manche Legirungen (das Messing, Tomback, Kanonengut u. a.) finden im praktischen Leben eine sehr ausgedehnte Anwendung und sind wegen gewisser vortrefflichen Eigenschaften durch kein Metall ersetzbar. In der Regel sind sie zäher als eines der darin enthaltenen Metalle und härter als das andere, so dafs sie beide gute Eigenschaften vereinigen und nicht die bei der technischen Anwendung nachtheiligen Eigenschaften jedes der einzelnen Metalle besitzen. Wenn Metalle von hohem mit Metallen von niedrigem Schmelzpunkt verbunden werden, so hat die daraus entstandene Legirung gewöhnlich einen niedrigern Schmelzpunkt als der des schwerer schmelzbaren ist und einen höhern als der des leichter schmelzbaren Metalls der Legirung. Selten

liegt der Schmelzpunkt einer Legirung unter den Schmelzpunkten der darin vereinigten Metalle (wie z. B. bei einem Gemisch aus Blei, Zinn und Wismuth in gewissen Verhältnissen).

§. 241. Die Metalle finden sich selten an der Oberfläche der Erde (zu Tage), gewöhnlich unter derselben und zwar entweder in grofsen Lagern (bei einigen Eisen- und Zinkmineralien) oder in besondern Spalten der Erdoberfläche (in der Bergmannssprache Gänge genannt), worin sich die Erze krystallisirt oder amorph abgesetzt haben. Ort,

§. 242. Es kommen die Metalle vor Art des Vorkommens der Metalle.

a) gediegen d. h. als isolirte Metalle, ohne mit Metalloïden verbunden zu sein (z. B. Kupfer, Gold, Silber, Platin). Ein edles Metall, welches oft mit einem andern edlen Metall verbunden (Legirung) vorkommt (z. B. Platin mit Rhodium und Iridium, Gold mit Silber, Osmium mit Iridium), wird dennoch gediegen genannt;

b) vererzt d. h. in Verbindung mit Metalloïden und zwar als Oxyde (die Eisenerze), als Schwefelmetalle (unter den bergmännischen Namen „Kiese, Glanze und Blenden" bekannt), als Salze (wie Gyps, Marmor, Kochsalz, Eisenvitriol, Spatheisenstein u. a. m.).

§. 243. Die Gewinnung eines vererzten Metalls (Ausbringung desselben) geschieht auf verschiedene Weise, wovon das Speciellere bei den einzelnen Metallen auseinandergesetzt werden soll. Im Allgemeinen werden die mit den Erzen eines zu gewinnenden Metalls vorkommenden gröfsern Stücke anderer Mineralien (unhaltiges, taubes Gestein) so viel als möglich abgeschlagen, und das Uebriggebliebene, nachdem es durch Pochen zerkleint ist, geschlämmt, d. h. durch darüber fliefsendes Wasser in einen schwerern und leichtern Theil geschieden. Die Erze der Metalle, welche Gegenstand der bergmännischen Gewinnung sind, haben nämlich meistens ein gröfseres spec. Gewicht, als die beigemengten erdigen Bestandtheile, und bleiben beim Schlämmen zurück. Diejenigen Erze, welche blos aus Oxyden bestehen, Gewinnung der Metalle.

werden mit Kohle gemengt und in besonderen für diese hüttenmännischen Zwecke construirten Oefen (mit oder ohne Gebläse) eingeschmolzen. Diejenigen Erze, die aus Schwefel- oder Arsenikverbindungen bestehen, werden zuvor einmal oder öfters geröstet und dann wie die Oxyde behandelt. Beide erhalten aber während des Einschmelzens Zusätze (Zuschläge) von erdigen Bestandtheilen (Kalk, Flufsspath oder Quarz), um das dem Erz etwa noch anhängende Gestein durch Verwandlung in Schlacke zu beseitigen und ein in hoher Temperatur schmelzbares kieselsaures Salz (die Schlacke) zu bilden, welches das niedergeschmolzene Metall gegen Zutritt der Luft schützt. Die Kohle dient theils als Heiz-, theils als Reductionsmittel.

Von den Salzen.

§. 244. Oben (§. 19.) wurde zwar schon eine Erklärung vom „Salz" gegeben, dieselbe ist aber für die verschiedenen Verbindungen, welche jetzt in der Chemie mit diesem Namen belegt werden, nicht umfassend genug. Nach der obigen Begriffsbestimmung besteht ein Salz aus wenigstens 3 einfachen Körpern: aus Sauerstoff, aus dem Radical der Basis und dem Radical der Säure (Beispiel: $\dot{Cu}\ddot{S}$ besteht aus Cu, dem Radical der Basis [$\dot{Cu}$], aus S, dem Radical der Säure [$\ddot{S}$] und aus Sauerstoff). Dasselbe ist auch der Fall bei gewissen Verbindungen des Schwefels, Selens und Tellurs (s. o. §. 54.). Es giebt aber noch zahlreiche andere Verbindungen, deren physikalische Eigenschaften so viel Aehnlichkeit mit denen der erwähnten Klasse (den Amphidsalzen) haben, dafs man sie ebenfalls mit zu der grofsen Klasse der Salze zu zählen pflegt, obwohl sie sich von den vorhin angeführten wesentlich dadurch unterscheiden, dafs sie nur aus zwei einfachen Körpern bestehen, und zwar stets aus einem Haloïd und einem Metall (Kochsalz besteht z. B. aus dem Metall Natrium und dem Haloïd Chlor)

Die Salze werden defshalb in zwei Abtheilungen getheilt, in Amphidsalze*) und Haloïdsalze.

§. 245. Die Amphidsalze zerfallen in 4 Arten: in Sauerstoff-, Schwefel-, Selen- und Tellursalze. In jeder der beiden Hauptabtheilungen giebt es neutrale, basische, saure Salze und Doppelsalze. Folgendes Schema mag eine Uebersicht geben:

I. Amphidsalze.	II. Haloïdsalze.
1. Sauerstoffsalze	
a) neutrale	a) neutrale
b) saure	b) saure
c) basische	c) basische
d) Doppelsalze.	d) Doppelsalze.
2. Schwefelsalze	
a) neutrale	
b) basische	
c) Doppelsalze.	

3. Selen- } Salze.
4. Tellur- }

Bei diesen läfst sich, da sie noch wenig untersucht sind, nicht mit Bestimmtheit sagen, ob für sie dieselben Unterabtheilungen aufgestellt werden können.

§. 246. Die Amphidsalze entstehen durch Verbindung einer Basis mit einer Säure; die Basis kann sein ein Oxyd, ein basisches Schwefel-, Selen- oder Tellur-Metall (ein Sulphür, Selenür- oder Tellurür), die Säure kann bestehen aus einer Sauerstoffsäure, einem Schwefel-, Selen- oder Tellurmetall (Sulphid, Selenid und Tellurid). Viele Amphid- namentlich Sauerstoff-Salze kommen fertig gebildet in der Natur vor, theils im festen Zustande, theils in Wasser gelöst. Die Amphidsalze.

§. 247. Die Sauerstoffsalze werden hervorgebracht durch Sättigung eines basischen Oxyds mit einer Säure. Ein Oxyd oder eine Säure sättigen heifst: beide in solchem Verhältnifs mit einander vermischen, dafs gewisse characteristi- Die Sauerstoffsalze.

*) Die Erklärung des Wortes Amphid s. oben §. 54. Anmerk.

sche Eigenschaften beider in der neu entstandenen Verbindung (dem Salze) zurückgetreten oder ganz verschwunden sind. Die basischen Oxyde, wenn sie löslich sind, bläuen z. B. rothes Lackmuspapier, die Säuren röthen blaues. Ist eine Säure mit einer Basis gesättigt, so tritt keine Veränderung der Farbe des Lackmus mehr ein, und ein solches Salz pflegt man ein neutrales zu nennen. Indessen ist dieses Merkmal nicht für alle neutralen Salze anwendbar, sondern nur für die, deren Basis und Säure in Bezug auf Stärke oder Schwäche der Verwandtschaftskraft sich ziemlich gleich stehen. Hat die Basis starke, und die Säure schwache Verwandtschaft, so wird das aus Vereinigung beider entstandene Salz die Reaction der Basis zeigen (wie z. B. das kohlensaure Kali), und hat die Basis schwache und die Säure starke Verwandtschaft, so wird das Salz die Reaction der Säure zeigen (wie z. B. das schwefelsaure Eisenoxyd), obwohl beide neutrale genannt werden.

Neutrale,

Ein neutrales Salz nämlich ist dasjenige, in welchem die Basis für jedes in ihr enthaltene Atom Sauerstoff 1 Atom der Säure aufgenommen hat. Beisp.: $\dot{K}\ddot{C}$, $\dot{K}\dddot{S}$, $K\ddot{C}l$ *).

basische,

Treten zu einem neutralen Salze noch ein oder mehre Atome der im Salze enthaltenen Basis hinzu, so heifst das Salz ein basisches (z. B. basisch essigs. Bleioxyd $\dot{P}b^3\bar{A}$) und man giebt in der Benennung eines solchen gewöhnlich die Anzahl der Atome Basis an, welche zu dem neutralen Salze hinzugetreten sind, und nennt demnach das Salz, einbasisch oder schlechtweg „basisch", zwei-, dreibasisch u. s. w.

Mehrbasige Säuren.

*) Eine Ausnahme hiervon machen einige Säuren, welche zur Bildung neutraler Salze mehr als 1 Atom Basis mit (1 Atom Sauerstoff) bedürfen, z. B. die Phosphorsäure (s. §. 165 f.), die Arsensäure und einige Säuren mit zusammengesetztem Radical. Man hat diese Säuren mehrbasig genannt und schreibt die Formel ihrer Salze, in welchen verschiedene Basen die Säure gesättigt haben, so, dafs die Zeichen der Basen neben einander in Parenthese gesetzt werden und die Formel der Säure daneben. Beisp.: neutrales weinsaures Kali-Natron $= (\dot{K} + \dot{N}a)\,\bar{T}$.

Hat sich ein neutrales Salz mit einem oder mehren Atomen der im Salz enthaltenen Säure verbunden, so heifst das Salz ein **saures** und man benennt es ähnlich wie die basischen, nach der Anzahl der hinzugetretenen Atome der Säure (z. B. *zweifach*-chromsaures oder *saures* chromsaures Kali $\dot{K}\dddot{Cr}^2$, vierfach oxalsaures Kali $\dot{K}\dddot{\bar{C}}^4 + 7\dot{H}$). Die sauren Salze sind in der Regel Verbindungen des neutralen Salzes mit Multipeln des Säurehydrats, so dafs sie als Doppelsalze angesehen werden können (z. B. $\dot{K}\dddot{S} + \dot{H}\dddot{S}$ = neutrales schwefelsaures Kali + Schwefelsäurehydrat). saure Salze.

§ 248. Die **Doppelsalze** entstehen, indem sich zwei Salze mit einander zu einem neuen vereinigen. Es sind meistentheils je 1 Atom des einen Salzes mit 1 Atom des andern zu dem Doppelsalze verbunden, doch finden hiervon auch Abweichungen Statt. In der Regel ist in den beiden Gliedern eines Doppelsalzes die Säure dieselbe (z. B. $\dot{K}\dddot{S} + \dot{M}g\dddot{S}$, $\dot{K}\dddot{S} + \dot{F}e\dddot{S}$), und die Basen sind verschiedene, bisweilen sind die Basen dieselben und die Säuren verschieden, selten sind die Basen und die Säuren in beiden Gliedern andere. Aufser den Doppelsalzen giebt es noch Trippelsalze, d. h. Verbindungen dreier einfacher Salze, deren Anzahl ist jedoch sehr gering. Sauerstoff-Doppelsalze.

§. 249. Die Benennung für die Sauerstoffsalze ist folgende: aus dem Namen der Säure wird ein Adjectivum gebildet und dieses zu dem Namen des Oxyds hinzugefügt z. B. die Verbindung der Schwefelsäure mit dem Kupferoxyd heifst schwefelsaures Kupferoxyd. Viele Salze, namentlich solche, die in den Künsten und Gewerben häufige Anwendung finden, haben einen Trivialnamen erhalten und diesen wendet man auch öfters in der Wissenschaft an, besonders wenn er kurz und die wissenschaftliche Benennung lang ist, z. B. Alaun heifst die Verbindung von schwefelsaurem Kali mit schwefelsaurer Thonerde, Salpeter ist salpetersaures Kali. Bezeichnungsweise der Sauerstoffsalze.

§. 250. Die **Schwefelsalze** werden dargestellt entweder durch directe Vereinigung zweier Schwefelverbindun- Die Schwefelsalze.

gen, wovon die eine die Sulphobasis, die andere die Sulphosäure (oder das Sulphid) heifst, oder durch Behandlung gewisser Oxyde oder Sauerstoffsalze mit Schwefelwasserstoffgas. (Beispiel: Kali, Natron, Ammoniak bilden Schwefelwasserstoff-Schwefel-Kalium, -Natrium u. s. w. $\dot{K}$ und 2 HS = $\acute{K}\acute{H}$ und $\dot{H}$, arseniksaures Kali wird Schwefelarsenik-Schwefelkalium $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As}$ und 6 HS = $\acute{K}\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As}$ und 6 $\dot{H}$) Manche Schwefelsalze finden sich in der Natur und sind bisweilen die Erze sehr geschätzter Metalle z. B. Schwefelsilber in Verbindung mit Schwefelantimon.

Neutrale,

Wie bei den Sauerstoffsalzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure meistens in einfachem Verhältnisse steht, so ist es in den Schwefelsalzen mit dem Schwefel der beiden Glieder desselben der Fall. Die neutralen Schwefelsalze sind daher den neutralen Sauerstoffsalzen analog zusammengesetzt, in den basischen Schwefelsalzen vertritt ein basisches Schwefelmetall die Stelle des Oxyds in den basischen Sauerstoffsalzen, und die Doppelsalze haben bei demselben Typus dieselbe Mannigfaltigkeit in der Zusammensetzung der beiden Glieder, wie die Sauerstoff-Doppelsalze; aber saure Schwefelsalze kennen wir bis jetzt noch nicht. Beispiele: ein neutrales Schwefelsalz ist der Miargyrit (ein Silbererz) $\acute{Ag}\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$, ein basisches das Rothgültigerz $\acute{Ag}\overset{\prime\prime\prime}{Sb} + 2\acute{Ag}$, ein Doppelsalz der Polybasit $\acute{Cu}^9\overset{\prime\prime\prime}{Sb} + 4.\acute{Ag}^9\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$.

basische, Doppel-Schwefel-salze.

Eigenschaften der Schwefel-salze.

§. 251. In ihren physikalischen Eigenschaften unterscheiden sich diese Salze nicht von den Sauerstoffsalzen, viele von ihnen krystallisiren, lösen sich in Wasser und scheiden sich, oft mit Wasser verbunden, wieder in Krystallen aus. Chemisch sind sie leicht daran erkenntlich, dafs wenn sie durch Sauer- oder Wasserstoffsäuren zerlegt werden, die Sulphosäure sich unlöslich niederschlägt indem Schwefelwasserstoff entweicht, und die Sulphobasis sich auf Kosten von zersetztem Wasser in ein Oxyd verwandelt, welches sich mit der zugesetzten Säure vereinigt. Beispiel: $\acute{K}\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As}$ und $\dot{H}\dddot{S}$

$= \dot{K}\dddot{S}$, $\acute{H}$ und $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As}$. Eine Ausnahme hiervon machen diejenigen Schwefelsalze, deren Sulphosäure Schwefelwasserstoff oder Schwefelkohlenstoff ist.

§. 252. Die Bezeichnung der Schwefelsalze im Deutschen geschieht entweder durch Nebeneinandersetzen der Namen ihrer Bestandtheile (z. B. Schwefelkalium-Schwefelarsenik, Schwefelkalium-Schwefelwasserstoff), oder durch Anwendung der lateinischen Namen der Sulphosäure, welchen der Name des in der Sulphobasis enthaltenen Metalls vorangesetzt wird (z. B. Kalium-Sulphhydrat, Kalium-Arseniksulphid, Natriumsulphocarbonat). Hat ein Metall mehre Schwefelverbindungen, die Sulphosäuren sind, so wird nach der letztern Bezeichnungsweise in der Endung dieses Schwefelmetalls angedeutet, ob die niedere oder höhere Schwefelungsstufe in der zu bezeichnenden Verbindung enthalten sei, die niedrigere endigt sich auf —it, die höhere auf —iat (z. B. Sulpharsenit $= \overset{\prime\prime\prime}{As}$, Sulpharseniat $= \overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As}$). Natriumsulpharsenit würde also eine Verbindung von Schwefelnatrium mit der niedrigern Schwefelstufe des Arseniks ($\overset{\prime\prime\prime}{As}$), Natriumsulpharseniat mit der höhern Schwefelstufe ($\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As}$) bezeichnen. Sulphhydrate sind Schwefelsalze, in denen Schwefelwasserstoff (Wasserstoffsulphid), Sulphocarbonate Salze, in denen Schwefelkohlenstoff (Kohlenstoffsulphid) die Rolle der Säure spielt.

Bezeichnungsweise der Schwefelsalze.

§. 253. Die Selen- und Tellursalze, welche in ihrer Bildungsweise, Zusammensetzung und physikalischen Eigenschaften den Schwefelsalzen sehr ähnlich sind, werden auch auf eine analoge Weise benannt. Auch von ihnen kommen einige in der Natur vor, doch ist deren Anzahl sehr gering und keines derselben hat bis jetzt Anwendung in der technischen Chemie gefunden.

Die Selen- und Tellursalze.

§. 254. Die Haloïdsalze entstehen entweder durch directe Vereinigung eines Haloïds mit einem Metall (z. B. des Chlors mit Kupfer) oder durch Behandlung eines Metalloxyds

Die Haloïdsalze.

oder eines wasserzersetzenden Metalls mit einer der Wasserstoffsäuren (z. B. Bleioxyd mit Chlorwasserstoffsäure, $\dot{P}b$ und HCl, giebt Wasser und Chlorblei $\dot{H}$ und PbCl; Eisen mit derselben Säure übergossen giebt Eisenchlorür und Wasserstoff entwickelt sich). Viele Haloïdsalze kommen, fertig gebildet, in der Natur vor, fest oder in Wasser gelöst. Die Haloïdsalze bestehen (mit Ausnahme der Cyansalze) nur aus 2 Bestandtheilen, einem Metall und einem Haloïd; das Metall heifst das Radical des Salzes. Sie zerfallen, wie die Sauerstoffsalze, in neutrale, saure und basische.

Neutrale, Die neutralen Haloïdsalze sind fast immer den Oxydationsstufen des Radicals proportional zusammengesetzt, so dafs für jedes Atom Sauerstoff des Oxyds in dem entsprechenden Haloïdsalze 1 Aequivalent des Haloïds eingetreten ist, und daher giebt es auch für manche Metalle mehre neutrale Haloïdsalze, wenn sie nämlich mehre Oxydationsstufen besitzen. Das Eisen z. B. hat zwei Oxyde, denen 2 Chlorverbindungen entsprechen, dem Eisenoxydul $\dot{F}e$ entspricht FeCl, dem Eisenoxyd $\ddot{\text{F}}e$ entspricht $\text{F}eCl^3$.

saure, Die sauren Haloïdsalze entstehen durch Vereinigung eines neutralen mit bestimmten Aequivalentgewichten der Wasserstoffsäure, welche das im neutralen Salze enthaltene Haloïd bildet, Fluornatrium z. B. verbindet sich mit Fluorwasserstoffsäure und bildet saures Fluornatrium NaF + HF.

basische Haloïdsalze. Ein basisches Haloïdsalz ist die Verbindung eines neutralen mit bestimmten Aequivalenten des Oxydes, dessen Metall im neutralen Salze enthalten ist. Chlorblei vereinigt sich z. B. mit 1, 2, 3 und 7 Atomen Bleioxyd und bildet damit ein- (PbCl + $\dot{P}b$), zwei- (PbCl + 2$\dot{P}b$), drei- (PbCl + 3$\dot{P}b$) und siebenfach (PbCl + 7$\dot{P}b$) basisches Chlorblei.

Doppelsalze. §. 255. Die Haloïddoppelsalze bilden sich durch Verbindung zweier neutraler Haloïdsalze, meistens in gleichen Atomgewichten von jedem, bisweilen sind von dem einen neutralen Salze mehre Atomgewichte mit einem einzigen des andern vereinigt. Beispiele: Goldchlorid mit Chlorkalium

$KCl + AuCl^3$; Cyankalium mit Eisencyanür $2\,KCy + FeCy$. Das Haloïd ist in den beiden Gliedern eines Doppelsalzes meistens dasselbe und die Radicale sind verschieden, wie aus den eben angeführten Beispielen einleuchtet. Doch giebt es auch hier Doppelsalze, in denen das Radical dasselbe ist und die Haloïde verschieden z. B. in der Verbindung von Chlorblei mit Fluorblei $PbCl + PbF$.

Es vereinigen sich aber nicht blos Sauerstoff- und Haloïdsalze unter einander zu Doppelsalzen, sondern es giebt auch solche von Sauerstoff- und Haloïdsalzen z. B. jodsaures Natron mit Chlornatrium $\dot{Na}\ddot{\dddot{J}} + NaCl$.

Bezeichnungsweise der Haloïdsalze.

§. 256. Die Bezeichnungsweise der neutralen Chlorverbindungen (Chlorüre, Chloride u. s. w.) ist oben §. 43. angeführt, die der Fluor-, Jod-, Brom- und Cyanverbindungen ist jenen ganz analog. Giebt es von einem und demselben Metall nur ein einziges neutrales Haloïdsalz, so wird es gewöhnlich durch Nebeneinandersetzung des Namens vom Haloïd und vom Metall benannt, z. B. Chlorkalium, Fluornatrium, Cyankalium u. s. w. Die sauren Haloïdsalze werden meist durch Zusatz des Wortes „saures" bezeichnet, die basischen meistens durch Hinzufügung der Zahlwörter, welche die Atomenzahl des in der Verbindung enthaltenen Oxyds angeben, aber auch durch Einschaltung des Wortes „Oxy" zwischen den Namen des Metalls und den des Haloïds, z. B. Bleioxychlorid $= PbCl + \dot{Pb}$, Quecksilberoxychlorid $HgCl + 2\,\dot{Hg}$, Antimonoxychlorid $SbCl^3 + 5\,\dddot{Sb}$.

Allgemeine Eigenschaften der Salze.

§. 257. Sowohl Amphid- als Haloïd-Salze können, wenn sie sich aus wässeriger Lösung in fester Gestalt aussondern, chemisch mit Wasser sich verbinden. Dieses Wasser steht dann in bestimmten stöchiometrischen Verhältnissen mit den das Salz bildenden Elementen und wird Krystallwasser genannt. Bei den Sauerstoffsalzen ist der Sauerstoff des Krystallwassers ein Multiplum, seltener ein Submultiplum vom Sauerstoff der Basis, bei den Haloïd-

Krystallwasser.

salzen ist der Wassergehalt ein Gleiches, Vielfaches oder einfacher Bruchtheil von den Atomen des Salzes selbst. Viele Salze krystallisiren aus wässeriger Lösung wasserfrei.

Wasserfreie, wasserhaltige Salze.

Beispiele: Salpeter und chlorsaures Kali krystallisiren, ohne Wasser zu binden, $\dot{K}\ddot{\ddot{Cl}}$ und $\dot{K}\ddot{\ddot{N}}$, ebenso Chlorkalium und Chlornatrium, K Cl und Na Cl. Kohlensaures Natron enthält 10 Atome $\dot{Na}\ddot{C} + 10\dot{H}$, der Alaun 24 Atome $\dot{K}\dddot{S} + \ddot{Al}\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$, Natrium-Sulphantimoniat 18 Atome $\overset{,}{Na}^3\overset{'''''}{Sb} + 18\dot{H}$ und Chlorbarium 2 Atome Krystallwasser $BaCl + 2\dot{H}$. Aus den angeführten Beispielen ist zugleich ersichtlich, dafs die Menge des Krystallwassers, welches verschiedene Salze aufnehmen, ungleich ist und dieses ist sogar zuweilen bei ein und demselben Salze der Fall, je nachdem die Temperatur bei der Krystallisation verschieden ist. Beispiele: Chlornatrium nimmt bei gewöhnlicher Temperatur kein, bei und unter — 10° 4 Atome ($NaCl + 4\dot{H}$) Wasser auf, kohlensaures Natron verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur mit 10, bei höherer mit 5 und bei noch höherer mit 1 Atom Wasser, $\dot{Na}\ddot{C} + 10\dot{H}$, $\dot{Na}\ddot{C} + 5\dot{H}$, $\dot{Na}\ddot{C} + \dot{H}$.

Verlust des Krystallwassers.

§. 258. Die wasserhaltigen Salze können durch erhöhte Temperatur ihr Krystallwasser verlieren; die Temperatur, welche dazu erforderlich ist, ist bei den verschiedenen Salzen ungleich. Manche verlieren einen Theil ihres Krystallwassers schon bei gewöhnlicher Temperatur in trockner Luft. Sie verändern dabei ihr früheres äufseres Ansehn, indem die sonst glänzenden Krystalle undurchsichtig und auf der Oberfläche pulverförmig werden oder ganz zu Pulver zerfallen

Verwittern, Fatisciren.

— sie verwittern (fatisciren) z. B. kohlensaures Natron, Zinkvitriol. Andere Salze verlieren ihr Krystallwasser erst bei höherer Temperatur und zwar die meisten bei + 100°, jedoch einige erst vollständig bei über 200° (Kupfervitriol bei 220°). Aus einigen, z. B. aus den unterphosphorigsauren und aus vielen Salzen mit organischen Säuren, läfst sich das letzte Atom Wasser nicht eher entfernen, als bis das Salz zersetzt wird. Die Temperatur, welche erforderlich ist

zur Entwässerung der Salze, kann den Maafsstab für die Verwandtschaftskraft abgeben zwischen dem Salze und seinem Krystallwasser, und es würde also diese Verwandtschaft, nach Atmosphärendruck berechnet, gleich der Tension des Wassers bei der Temperatur sein, wobei das Wasseratom sich entfernt. Für die Erscheinung, dafs manche Salze sehr leicht, andere dagegen viel schwieriger ihr Krystallwasser verlieren, läfst sich bis jetzt kein Grund auffinden, eben so wenig dafür, dafs eine Basis mit einigen Säuren wasserhaltige, mit andern wasserfreie Salze bildet.

Wird ein trocknes Salz, namentlich ein solches, welches schnell aus der Lösung herauskrystallisirt ist, erhitzt, so entweicht aus dem Innern der Krystalle das Wasser, welches mechanisch eingeschlossen war, dampfförmig, und die Krystalle springen unter lebhaftem Knistern oft unter kleinen Detonationen auseinander — sie decrepitiren. Diese Eigenschaft besitzen auch solche Salze, die ohne Krystallwasser zu krystallisiren pflegen z. B. schwefelsaures Kali, Salpeter in grofsen Krystallen. Verknistern, Decrepitiren.

§. 259. Der Krystallwassergehalt ist für viele Salze etwas Wesentliches, denn er bestimmt häufig die Form, in welcher sie krystallisiren und ihre Farbe. Der krystallisirte Kupfervitriol z. B. ist blau, wird er entwässert, so wird er farblos. Das wasserfreie Chlornatrium krystallisirt in Würfeln, das mit 4 Atomen Wasser in platten sechsseitigen Tafeln. Das Krystallwasser, oft Ursache der Gestalt und Farbe der Salze.

§. 260. Mehre Salze schmelzen beim Erwärmen in ihrem Krystallwasser und werden, wenn letzteres entfernt ist, wieder fest. Andere, die wasserfrei sind, schmelzen bei erhöhter Temperatur und zersetzen sich entweder (Salpeter, chlorsaures Kali) oder sie bleiben unverändert (kohlensaures Kali u. a.). Einige sind in der Hitze flüchtig, z. B. die Ammoniak- und Quecksilbersalze, und zwar entweder ohne Zersetzung, dann sublimiren sie, wie Salmiak, oder sie zerlegen sich, wie schwefelsaures Ammoniak u. a. Verhalten der Salze bei höherer Temperatur.

§. 261. Einige Salze nehmen aus der Luft Wasser auf, werden feucht und lösen sich zuletzt in dem angezogenen Zerfliessen, Deliquesciren.

Wasser auf, — sie zerfliefsen (deliquesciren). Beisp.: Chlorcalcium, Pottasche, salpetersaures Natron.

Grosse Anzahl der Salze.

§. 262. Fast jede Basis verbindet sich mit allen den verschiedenen Säuren und umgekehrt fast jede Säure mit allen Basen. Die Anzahl der bisher dargestellten und erforschten Salze ist daher sehr grofs, und jede neu entdeckte Säure oder Basis vermehrt die Anzahl derselben um ein sehr Beträchtliches.

Löslichkeit der Salze.

§. 263. Ueber die äufsern physikalischen Eigenschaften läfst sich nichts Durchgreifendes für die Salze im Allgemeinen aufstellen. Die meisten sind auflöslich in Wasser, aber in sehr verschiedenem Mengenverhältnifs, einige lösen sich auch in andern Lösungsmitteln z. B. in Alkohol, Aether oder Oelen, einige sind krystallisirbar, andere amorphe Pulver, einige haben einen besondern Geschmack (süfs, zusammenziehend, metallisch, bitter u. s. w.), andere sind geschmacklos (so alle unlöslichen).

Aufschlüsse aus der Zusammensetzung der Salze über atomistische Zusammensetzung von Basen oder Säuren.

§. 264. Die künstliche Darstellung und Untersuchung der Salze ist für die theoretische Chemie, insonderheit für die Ausmittelung der atomistischen Zusammensetzung vieler Verbindungen, von grofser Wichtigkeit. In solchen Fällen, wo Zweifel entstehen, wie viele Atome des einen Körpers mit denen eines andern in einer untersuchten Verbindung vereinigt seien, entscheidet häufig die Darstellung eines Salzes aus ihm. Ist er z. B. eine Säure, so vereinigt man ihn mit mehren Basen, deren Sauerstoffgehalt bekannt ist, oder ist er eine Basis, so vereinigt man ihn mit Säuren von bekannter Zusammensetzung zu Salzen und man erfährt in beiden Fällen seine atomistische Zusammensetzung. Denn durch die Sättigungscapacität der Säuren wird immer die Anzahl der in einer Säure vorhandenen Atome Sauerstoff erfahren, wenn die mit ihr vereinigte Basis in ihrer Zusammensetzung bekannt ist und umgekehrt kann die Zahl der Sauerstoffatome in einer Basis berechnet werden, wenn man sie mit einer Säure von bekannter Sättigungscapacität verbunden hat. Beispiel: es giebt nur eine Verbindung des Jods mit Sauerstoff,

welche die Eigenschaft einer Säure besitzt. Da sie nicht mit einem andern Oxyde desselben Radicals verglichen werden kann, so kann ihre Zusammensetzung 1 Atom Jod und 1 Atom Sauerstoff oder 2, 3 u. s. w. sein. Verbindet man diese Säure mit einer Basis, deren Sauerstoffgehalt bekannt ist, z. B. mit Kali, welches 1 Atom Sauerstoff enthält, so giebt das Verhältnifs, welches nach der Analyse des Salzes zwischen dem Sauerstoff der Basis und dem der Säure im jodsauren Kali gefunden wird, die Anzahl der Sauerstoffatome in der Jodsäure an. Es findet sich nämlich in letzterer 5mal so viel Sauerstoff als im Kali, sie enthält also 5 Atome Sauerstoff.

Zerlegung der Salze nach Aequivalenten.

§. 265. Die Salze, welche in Lösung durch einfache oder doppelte Wahlverwandtschaft zerlegt werden können, erleiden (wie dies schon oben erörtert worden ist) immer nur innerhalb ihrer Atomgewichte die Zersetzung und es folgt daraus, dafs, wenn zwei neutrale Salze sich gegenseitig zerlegen, die Neutralität der Lösung nach der Zersetzung geblieben sein mufs. Denn wenn ein Salz, welches aus $a + b$ besteht, mit einem andern $c + d$ seine Base oder Säure vertauscht, so kann nur $a + c$ und $b + d$ oder $a + d$ und $b + c$ entstehen, kein Bruchtheil irgend eines Bestandtheils bleibt übrig. Essigsaures Bleioxyd $\dot{Pb}\bar{A}$ z. B. und schwefelsaures Kupferoxyd $\dot{Cu}\ddot{S}$ zerlegen sich in $\dot{Pb}\ddot{S}$ und $\dot{Cu}\bar{A}$. Ist mehr als 1 Atom des einen Salzes auf 1 Atom des andern in der Flüssigkeit enthalten, so bleibt das Mehr vom erstern unzersetzt: $2(\dot{Pb}\bar{A})$ und $\dot{Cu}\ddot{S}$ zerlegen sich in $\dot{Pb}\ddot{S}$ und $\dot{Cu}\bar{A}$ und $1\,\dot{Pb}\bar{A}$ bleibt unzerlegt. Dasselbe Verhältnifs findet zwischen Haloïd- und Sauerstoffsalzen statt, denn $NaCl$ und $\dot{Pb}\bar{A}$ liefern $\dot{Na}\bar{A}$ und $PbCl$, der Sauerstoff der Basis im Sauerstoffsalz verbindet sich mit dem Metall des Haloïdsalzes und das Radical der erstern mit dem Haloïd des letztern.

Eben so findet bei Zersetzung durch einfache Wahlverwandtschaft die Substitution immer nur nach Aequivalenten

statt, wenn also z. B. Eisenvitriol, $\dot{Fe}\dddot{S}$, durch Kali(umoxyd), $\dot{K}$, zerlegt wird, so verbindet sich statt des 1 Atom Basis (des Eisenoxyduls) 1 Atom Kali mit der Schwefelsäure und das Product der Zerlegung ist $\dot{K}\dddot{S}$ (schwefelsaures Kali) und Eisenoxydul $\dot{Fe}$.

Eintheilung der Metalle.

§. 266. Die Eintheilung der Metalle nach ihrer chemischen Aehnlichkeit hat die Aufstellung mehrer Gruppen hervorgerufen. Die gebräuchlichste Eintheilung ist die in Metalle der Alkalien, der alkalischen Erden, eigentlichen Erden und der sogenannten schweren Metalle. Unter den letztern pflegt die Anordnung in verschiedenen Lehrbüchern verschieden zu sein, am zweckmäſsigsten wird die sein, welche Aehnlichkeit der Metalle in chemischer Beziehung als Hauptgrundsatz der Eintheilung macht, die technische Wichtigkeit derselben aber und ihre Beziehung zu andern, mit denen sie gewöhnlich verbunden in der Natur vorkommen und fast gleiche Gewinnungsmethode haben, nicht zu sehr unterordnet. Diese Anordnung wird im Folgenden gewählt werden und auſserdem sollen dem Zwecke dieses Lehrbuches gemäſs nur diejenigen Metalle, die wissenschaftlich oder technisch von besonderer Wichtigkeit sind, hinreichend ausführlich abgehandelt, die andern aber nur oberflächlich erwähnt werden.

Metalle der Alkalien.

Allgemeine Charactere.

§. 267. Alle nehmen schon bei gewöhnlicher Temperatur Sauerstoff aus der Luft auf und oxydiren sich mit Wasser in Berührung unter Wasserstoffentwickelung. Sie haben, so weit wir sie kennen, ein geringeres spec. Gewicht als Wasser. Ihre Oxyde sind die stärksten Basen und sehr schwer reducirbar. Diese Oxyde sind in Wasser löslich, haben einen eigenthümlichen laugenhaften, ätzenden Ge-

Oxyde. Alkalien.

schmack und werden Alkalien genannt. Früher hiefsen sie auch *Laugensalze*, denn man stellte sie durch Auslaugen von eingeäscherten Pflanzen dar. Ehe man wufste, dafs sie Oxyde seien, hielt man sie für einfache Stoffe und ertheilte ihnen besondere Namen, die sie wegen ihrer Kürze noch jetzt beibehalten haben und aus denen der Name ihres metallischen Radicals abgeleitet ist. Alkalien giebt es 4: Kali, Natron, Lithion und Ammoniakhydrat, die 3 erstern sind Oxyde einfacher Körper, das letztere besteht aus Stickstoff, Wasserstoff und Sauerstoff und ist nur wegen seiner grofsen Aehnlichkeit im chemischen Verhalten zur Gruppe der Alkalien gestellt. Die Alkalien wurden eingetheilt in fixe d. h. feuerbeständige (Kali, Natron und Lithion) und flüchtiges (Ammoniak), in kaustische (ätzende, weil sie thierische Stoffe zerstören) und milde (die kohlensauren Salze dieser Basen), in vegetabilisches (Kali) und mineralisches (Natron, Lithion ist erst neuerlich entdeckt). Indefs alle diese Unterscheidungen in der Bezeichnung, aufser zwischen fixen und flüchtigen, werden jetzt nur wenig gebraucht, denn wir wissen jetzt, dafs Natron fast eben so häufig in Vegetabilien vorkommt als Kali und dafs bei sehr hoher Temperatur Kali, Natron und Lithion sich auch verflüchtigen. Der Ausdruck ätzend oder kaustisch ist üblich für die Hydrate der Alkalien, statt „milde" pflegt man aber jetzt „kohlensaure Alkalien" zu sagen. Die Lösungen der fixen Alkalien sind geruchlos, die des flüchtigen nicht (s. oben §. 45.). Die Auflösung der Alkalien verändert die rothen Pflanzenfarben in blau und wenn die Lösung eines Oxydes oder Salzes dasselbe thut, so sagt man daher von dieser: sie reagire alkalisch. Zur Erprobung der Reaction bedient man sich feinen geleimten Papiers, welches mit einer wässerigen Lösung des blauen Farbstoffs von einer Flechte, Roccella tinctoria (Lackmus) getränkt, anfangs blau ist und durch eine Säure schwach roth gefärbt wird. Dieses Papier heifst Lackmus- oder Reagens-Papier. Statt des Lackmusfarbstoffes wendet man auch wohl den gelben Farbstoff der Curcuma auf Papier an

Anzahl der Alkalien.

Eintheilung derselben.

Reaction der Alkalien auf Pflanzenfarben.

Lackmuspapier.

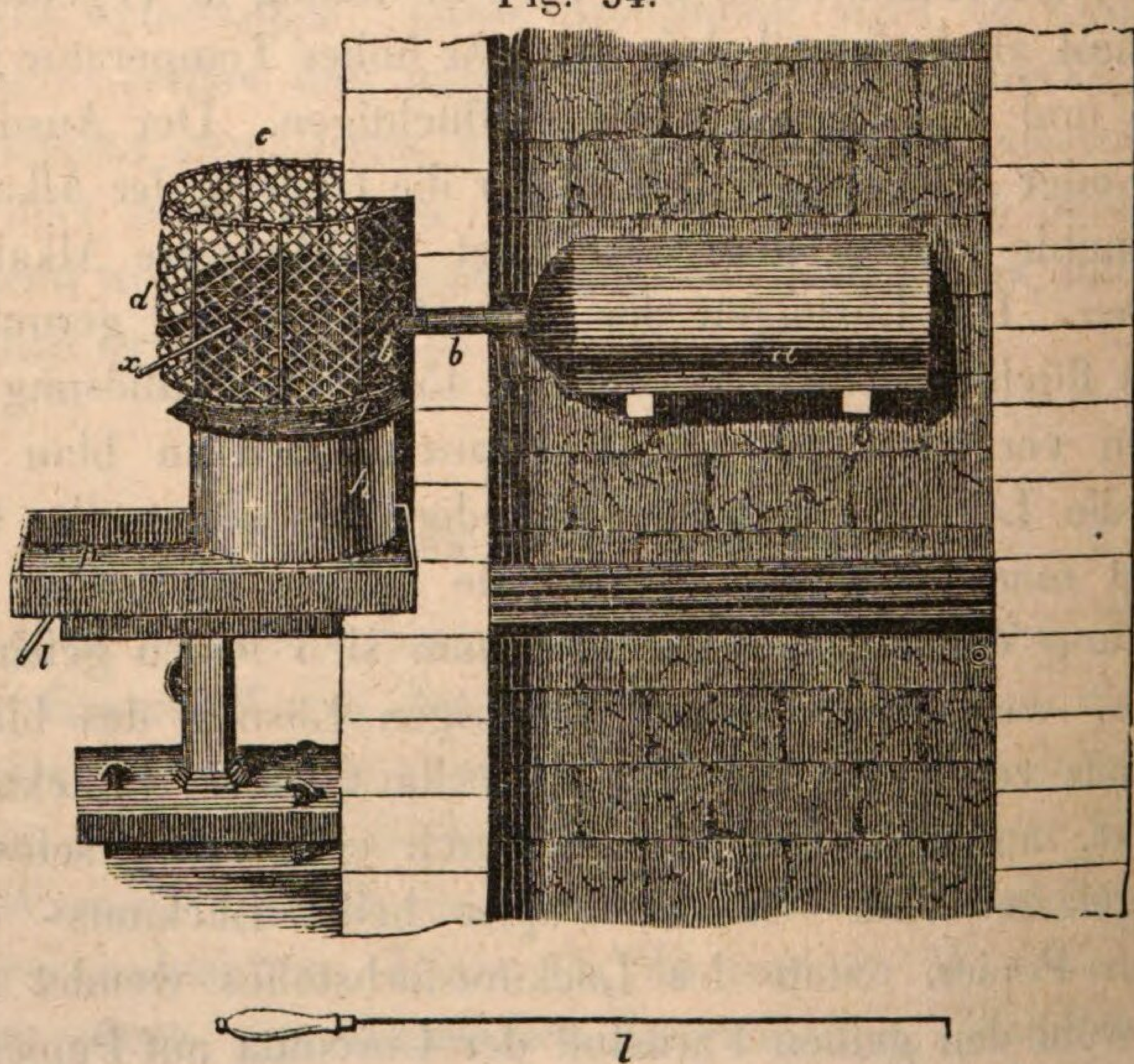
und erkennt die alkalische Reaction daran, dafs das Gelb in Braun verwandelt wird.

1. Kalium (K = 488,9).

Vorkommen. §. 268. Das Kalium findet sich nie gediegen, sondern als Oxyd in Verbindung mit Säuren, und zwar im Mineralreich am häufigsten mit Kieselsäure verbunden als Bestandtheile sehr verbreiteter kieselsaurer Doppelsalze (Feldspath, Glimmer u. s. w.) und im Pflanzenreich mit organischen Säuren (Oxalsäure, Essigsäure, Weinsäure) verbunden. Aus letztern Verbindungen geht es durch Verbrennen der Pflanzen in kohlensaures Kali über und findet sich als solches in den unverbrennlichen Theilen der Pflanzen (der Asche).

Darstellung aus kohlensaurem Kali und Kohle. §. 269. In gröfsern Mengen gewinnt man das Kalium aus Weinstein, der in einem gut bedeckten Tiegel geglüht wird, wodurch die aus Kohlenstoff, Wasser- und Sauerstoff bestehende Weinsäure zersetzt, ein Theil der Producte verflüchtigt wird, im Tiegel aber kohlensaures Kali, innig mit Kohle gemengt, zurückbleibt. Dieses Gemenge

Fig. 34.



wird mit $\frac{1}{10}$ (vom angewandten Weinstein) pulverisirter Holzkohle vermischt und noch heifs in eine stabeiserne Flasche *a* gefüllt, welche einer starken Weifsgluth ausgesetzt wird. Mit dem nur wenig durch die Ofenwand hervorragenden Hals *b* der Flasche wird eine zur Hälfte mit Steinöl gefüllte kupferne Vorlage *h* verbunden und in dieser sammelt sich das überdestillirte Kalium in Kugeln von Haselnufsgröfse an. Das Steinöl wird zum Auffangen des Metalls angewandt, weil es nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff besteht; in einer sauerstoffhaltigen Flüssigkeit, wie z. B. im Wasser, würde sich das Kalium sogleich wieder oxydiren. Das so gewonnene Kalium wird einer nochmaligen Destillation unterworfen, um es von einer schwarzen kohlehaltigen Masse frei zu erhalten.

aus Kali durch Elektricität, In kleinern Mengen kann aus dem Kalihydrat durch Zerlegung vermittelst eines sehr starken elektrischen Stroms oder durch Erhitzen desselben mit Eisen Kalium erhalten werden. Im letztern Fall oxydirt sich das Eisen auf Kosten **durch Eisen.** des Wassers und des Kali und es entweicht Wasserstoff und Kalium.

Eigenschaften. §. 270. Kalium ist ein bei gewöhnlicher Temperatur weiches, knetbares Metall, von 0,865 spec. Gewicht; auf frischer Schnittfläche hat es einen silberweifsen Glanz; bei 0° ist es spröde, bis + 50° weich, bei + 55° schmilzt es und gleicht alsdann dem Quecksilber; in starker Rothgluth verwandelt es sich in ein grünes Gas. Der Luft ausgesetzt oxydirt es sich langsam bei gewöhnlicher Temperatur, bis nahe zum Rothglühen erhitzt entzündet es sich und verbrennt mit Flamme. Seine Verwandtschaft zum Sauerstoff ist so grofs, dafs es den meisten oxydirten Körpern, häufig unter Lichtentwickelung, den Sauerstoff entzieht, so z. B. dem Wasser, der Kieselsäure und andern sonst schwer reducirbaren Körpern. Ueberhaupt zeigt es ein grofses Vereinigungsbestreben zu mehren Metalloïden, namentlich zu den Haloïden, denn mit Chlor verbindet es sich ebenfalls unter Lichtentwickelung.

Das Kalium hat drei Oxydationsstufen, ein Suboxyd, Superoxyd und Oxyd. Letzteres nur ist von Wichtigkeit.

Kaliumoxyd, $\dot{K}$. Kali.

§. 271. Kaliumoxyd kann wasserfrei nur gewonnen werden, wenn Kalium in gerade so viel trocknem Sauerstoffgas verbrannt wird, dafs auf 1 Atom (488,9 Gewichtsth.) Kalium 1 Atom (100 Gewichtsth.) Sauerstoffgas vorhanden ist. Dies Oxyd ist eine weifsgraue harte Masse, die sich unter heftiger Temperaturerhöhung mit dem Wasser vereinigt und dann das

Kalihydrat, $\dot{K}\dot{H}$.

Kaliumoxydhydrat, $\dot{K}\dot{H}$, bildet, welches gemeiniglich mit seinem ältern Namen Kali bezeichnet wird. Das Kalihydrat wird in grofsen Mengen aus der Pottasche (s. §. 277.) dargestellt. Soll das Kali zu technischen Zwecken (als sogenannte Lauge) angewendet werden, zu denen es nicht besonders rein zu sein braucht, z. B. zum Seifesieden, so wird Holzasche mit Wasser ausgelaugt und diese Lauge mit gebranntem und gelöschten Kalk behandelt, oder es wird statt der Holzaschenlauge eine Lösung von roher Pottasche angewendet. Soll aber reines Kali dargestellt werden, so löst man 10 Th. reines kohlensaures Kali ($\dot{K}\ddot{C}$) in 100 Th. Wasser und setzt, während diese Lösung in einem eisernen Kessel fortwährend im Kochen erhalten wird, 8 Th. gebrannten Kalk, nachdem er vorher gelöscht ist ($\dot{Ca}\dot{H}$), nach und nach hinzu. Der Kalk entzieht dem Kali die Kohlensäure (kausticirt es) und in der wässerigen Lösung befindet sich Kalihydrat ($\dot{K}\ddot{C}$ und $2\,\dot{Ca}\dot{H} = \dot{K}\dot{H}$ und $\dot{Ca}\ddot{C} + \dot{Ca}\dot{H}$) Diese Lösung kann in eisernen oder Silberschalen, nachdem sie zuvor von dem körnigen Niederschlage der basisch-kohlensauren Kalkerde ($\dot{Ca}\ddot{C} + \dot{Ca}\dot{H}$) abgegossen ist, eingedampft und das Kalihydrat in fester Form erhalten werden.

Kalihydrat in Wasser gelöst, Lauge.

Eigenschaften.

§. 272. Rein ist es alsdann eine weifse, krystallinische Masse, die vor der Rothgluth schmilzt und in der Rothglühhitze sich verflüchtigt, ohne das Wasser abzugeben. Es besteht aus 1 Atom Kali und 1 Atom Wasser $\dot{K}\dot{H}$. An der Luft zerfliefst es sehr bald, indem es Wasser und dann Koh-

lensäure anzieht. Thierische und vegetabilische Körper greift es sehr stark an, weil es sie auflöst und defshalb wird es, in kleinen Stangen geformt, zum Aetzen von thierischer Haut und Fleisch angewendet, daher auch *Aetzstein*, lapis causticus (chirurgorum), genannt. In Glas- und Thongefäfsen kann es nicht geschmolzen werden, ohne dieselben anzugreifen. In Wasser löst es sich unter Wärmeentwickelung auf, indem sich eine chemische Verbindung mit mehr Wasser, $\dot{K}\dot{H}^5$, bildet. Die concentrirte wässerige Lösung hat häufig einen unangenehmen Geruch, der entfernt an verdünnte Ammoniaklösung erinnert und durch organische Verunreinigungen entsteht. Eine der bedeutendsten technischen Anwendungen findet das Kali in der Seifensiederei, indem es benutzt wird zur Verseifung der Oele und Fette. Diese geschieht unter Zersetzung derselben so, dafs die in den Oelen und Fetten mit einem indifferenten organischen Körper verbundenen Säuren sich mit dem Kali vereinigen und die Seife bilden, der indifferente Stoff aber als gelbliches süfses Oel (Oelsüfs oder Glycerin genannt) abgeschieden wird. Die Kaliseifen erhärten nicht bei gewöhnlicher Temperatur und heifsen daher Schmierseifen. Häufig ist es für die Anwendung der Kalilösungen von Wichtigkeit, ihren procentigen Gehalt an Kali zu kennen und es sind defshalb Tabellen angefertigt, in denen dieser Gehalt für ein bestimmtes spec. Gewicht der Lösung angegeben ist. Eine solche Tabelle s. am Ende der 1. Abtheilung.

Aetzstein.

Seifensiederlauge.

Verseifung.

Schmierseifen.

§. 273. Die Salze des Kaliums sind meistens farblos und in Wasser löslich. In ihren concentrirten Lösungen wird durch einen Ueberschufs von Weinsäure oder Ueberchlorsäure ein weifser Niederschlag (weinsaures oder überchlorsaures Kali) durch Pikrinsalpetersäure ($C^{12}H^2N^3O^{13}$) oder Platinchlorid ein gelber (pikrinsalpetersaures Kali oder Kaliumplatinchlorid) hervorgebracht. Trockne Kaliumsalze, mit Alkohol übergossen, färben die Flamme des brennenden Alkohol violett.

Salze des Kaliums.

Salpetersaures Kali, $\dot{K}\ddot{\ddot{N}}$. Vorkommen.

§. 274. Salpetersaures Kali, $\dot{K}\ddot{\ddot{N}}$, *Salpeter*. Dieses Salz, so wie andere salpetersaure Salze, finden sich in der Natur nicht selten. Sie kommen meistens nur in warmen Länderstrichen reichlich vor, so z. B. in Ostindien, im südlichen Italien, in Südamerika, Spanien u. a., sie werden aber auch in der gemäfsigten Zone gefunden, z. B. in Ungarn, Frankreich. Zur Entstehung derselben ist das Vorhandensein einer starken Basis nöthig und unter diesen scheint die Kalkerde die günstigste zu sein; denn es sind namentlich Höhlen in einem Kalkstein jüngeren Alters, welche reich an Salpeter sind. Das Kali zum Salpeter in den Kalksteinhöhlen der Insel Ceylon liefert ein mit dem kohlensauren Kali gemengter Feldspath (s. u. §. 286.), welcher der Zersetzung unterliegt. An andern Orten z. B. in den Kreidegebirgen von Roche-Guyon in Frankreich wird salpetersaure Kalkerde gefunden. Auf welche Weise in diesen Gesteinen die Salpetersäure sich erzeugt und mit den darin vorhandenen Basen sich verbindet, läfst sich kaum mit Sicherheit entscheiden.

Entstehung des Salpeters.

Wir wissen, dafs sich vermittelst der Elektricität Sauerstoff und Stickstoff zu Salpetersäure verbinden (s. o. §. 138.). Wir wissen ferner, dafs vermittelst Contactsubstanzen, wozu auch viele poröse Körper gehören, Vereinigungen von Gasarten zu Stande kommen (z. B. Wasserstoff und Sauerstoff durch Platinschwamm). Es ist daher Vielen wahrscheinlich, dafs namentlich in den heifsen Ländern, in denen sich Salpeter am reichlichsten findet, den dort zu gewissen Jahreszeiten so häufig eintretenden Elektricitätsausgleichungen ein bedeutender Antheil an der Salpetersäurebildung zuzuschreiben sei. Man müfste alsdann annehmen, dafs die durch Elektricität vereinigten Bestandtheile der Luft mit dem in derselben gleichzeitig vorhandenen Ammoniak sich vereinigten, als salpetersaures Ammoniak im Regen gelöst auf die Erde geströmt sind und hier durch die andern stärkern Basen (Kali und Kalkerde) eine Zersetzung des Ammoniaksalzes in Kali- oder Kalksalz statt gefunden hat. Andere geben der Ansicht den Vorzug, dafs die porösen Kalksteine als Con-

tactsubstanzen eine Vereinigung der Bestandtheile der Luft hervorgerufen haben und so die salpetersaure Kalkerde und das salpetersaure Kali der Höhlen auf Ceylon entstanden seien. Beide Ansichten aber haben gewichtige Gründe gegen sich: die letztere, dafs eine Salpeterbildung durch solche Contactsubstanzen, wie poröse Gesteine, nie künstlich gelang; die erstere, dafs, da die Menge Ammoniak in der Luft nur äufserst gering ist, auch nur eine geringe Menge Salpetersäure sich bilden kann und ferner, dafs gerade ungeheure Ablagerungen eines salpetersauren Salzes (s. u. salpet. Natron) vorkommen, in einem Districte Südamerikas der zu den ganz regenlosen gehört und überdies keinen porösen Kalkstein enthält. Am wahrscheinlichsten geht die Bildung der Salpetersäure in jenen grofsen Salpeterablagerungen so vor sich, wie man sie auch künstlich in grofsen Fabriken nachahmte, nämlich durch Zersetzung animalischer faulender Substanzen. Wenn stickstoffhaltige, namentlich thierische Körper, die sich besonders im Dünger in einem für die Salpetererzeugung vortheilhaften Zustande befinden, dem allseitigen Zutritt der atmosphärischen Luft ausgesetzt sind, so enthalten sie nach kürzerer oder längerer Zeit salpetersaure Salze. Ob unter diesen Umständen eine directe Vereinigung des Sauerstoffs der Luft mit dem Stickstoff der thierischen Substanz statt finde, oder ob aus letzterem erst Ammoniak entstehe und dieses durch den Sauerstoff der Luft zu Salpetersäure und Wasser oxydirt werde, ist noch nicht entschieden. Dafs aber durch eine Oxydation des Ammoniaks Salpetersäurebildung statt finden könne, steht fest. Die thierischen Substanzen scheinen es nun auch zu sein, welche zu den reichen Salpeterablagerungen in Ostindien und besonders in Ceylon Veranlassung gegeben haben, denn es leben in jenen Salpeterhöhlen auf der letztgenannten Insel eine sehr grofse Menge Fledermäuse und durch die Excremente dieser Thiere kann eine Salpeterbildung statt finden. Andererseits sind in den salpeterhaltenden Kalksteingebirgen stets mehr oder weniger

Wahrscheinliche Bildung des Salpeters.

Ueberreste von Thieren vorhanden, welche bei der Bildung dieser Formation darin begraben wurden; denn diese Kalksteine liefern bei der trocknen Destillation stets ein ammoniakhaltiges Wasser.

Gewinnung des Salpeters. §. 275. Die Gewinnung des Salpeters aus den in der Natur vorkommenden Ablagerungen salpetersaurer Salze ist sehr einfach. Die Gesteine werden von der Oberfläche weggenommen, wo sich der meiste Salpeter, selbst wenn er sich tiefer im Innern des Gesteins bildete, durch Capillarität in die Höhe gezogen, abgelagert hat, und mit Wasser ausgelaugt. Die Lauge enthält aufser salpetersaurem Kali noch andere salpetersaure Salze, wie Kalkerde und Magnesia. Sie wird, um letztere zu entfernen, mit Pottasche vermischt, wodurch Kalkerde und Magnesia, an Kohlensäure gebunden, unlöslich niederfallen, und dann zur Krystallisation abgedampft. Die gewonnenen Krystalle — der Rohsalpeter — sind in der Regel gelblich oder bräunlich gefärbt und werden entweder so in den Handel gebracht oder sie werden noch einmal gelöst, umkrystallisirt und als einmal geläuterter Salpeter verkauft. Beide Arten sind aber noch unrein und bedürfen einer weitern Reinigung, welche gleichzeitig mit der Darstellung des Salpeters auf künstlichem Wege in der 2. Abtheilung dieses Buches ausführlicher beschrieben werden wird. — Reinen Salpeter kann man auch darstellen durch Absättigung reiner Salpetersäure mit reinem kohlensauren Kali und Abdampfen der Lösung.

Rohsalpeter.

Raffinirter Salpeter.

Eigenschaften des Salpeters. §. 276. Der Salpeter krystallisirt in der Regel in grossen sechsseitigen Prismen, deren Flächen gestreift sind, und so kommt er meistens im Handel vor. Je gröfser die in Auflösung befindliche Quantität (bis gegen 4000 Quart) des Salpeters war, desto deutlicher bilden sich die Krystalle aus. Es sind alsdann in der Regel dem ein- und einaxigen (rhombischen) Systeme angehörige sechsseitige Prismen (Fig. 35 und 36.), an denen 4 Seiten *g* schmaler als die übrigen 2 Seiten *b* sind, und auf letzteren befindet sich eine zweiflächige Zuspitzung *f* der Krystallenden. Mitunter ist die Begrenzung

Krystallform.

der Krystallenden sechsflächig wie in Fig. 36. Selten krystallisirt der Salpeter in der Form des drei- und einaxigen Systems und dann bildet er Rhomboëder (Fig. 37.). Man

Fig. 35.

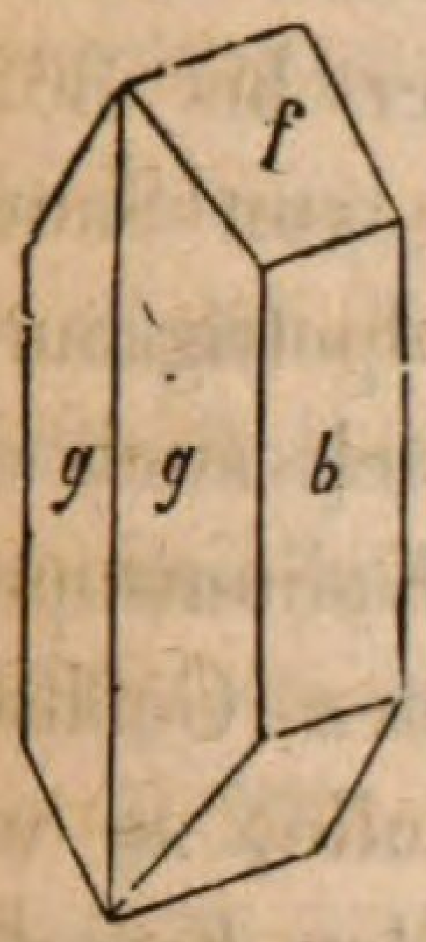
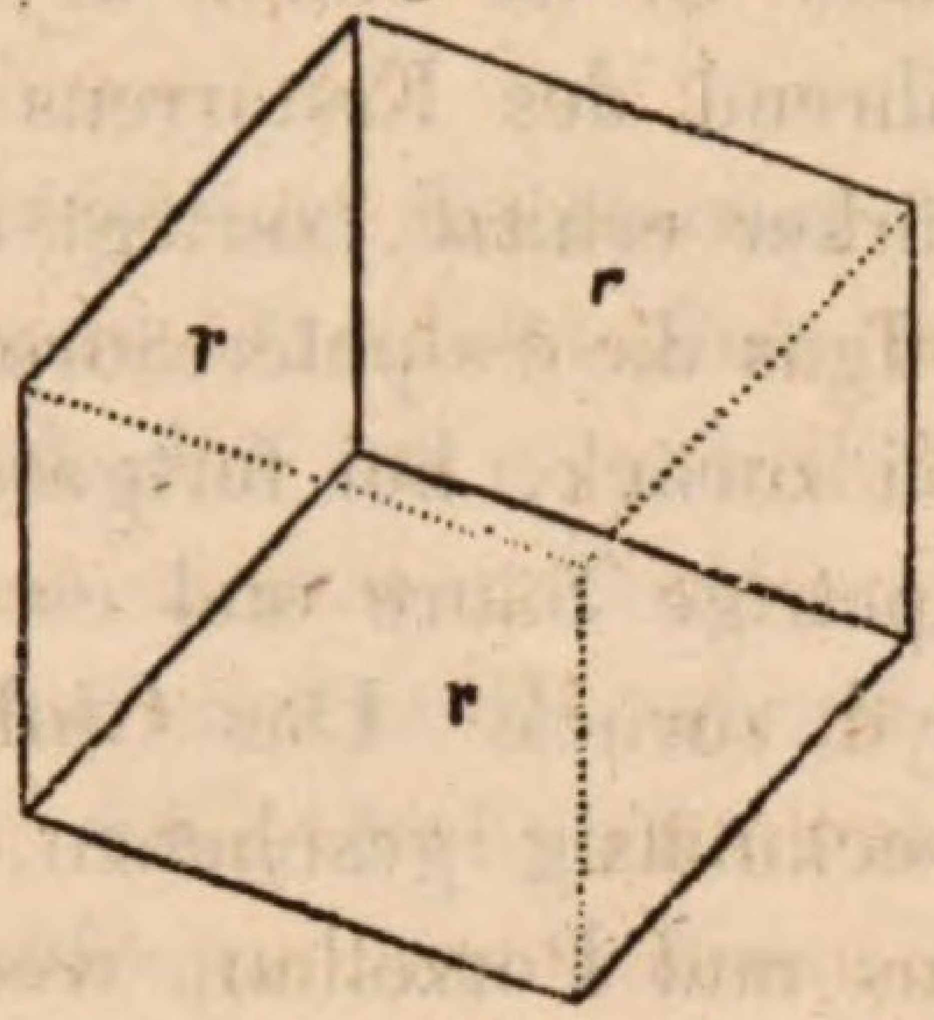


Fig. 36.



Fig. 37.



kann diese Krystallform am besten unter dem Mikroskop beobachten, wenn man einen Tropfen einer nicht zu concentrirten Salpeterlösung auf einer Glasplatte langsam verdunsten läfst. Es scheiden sich alsdann am Rande des verdampfenden Tropfens Rhomboëder aus, die von den in der Mitte entstehenden Prismen, wenn diese mit jenen zusammenstofsen, bisweilen eine merkwürdige Veränderung erleiden. Das Rhomboëder wird nämlich theils aufgelöst, theils in eine verworrene Masse verwandelt, aus denen man Spitzen von Prismen hervorragen sieht. Denselben Uebergang aus Rhomboëdern in Prismen erleidet auch eine dünne Lage geschmolzenen Salpeters, und zwar entweder von selbst oder wenn sie mit einer Nadelspitze geritzt wird.

Verknistern der Salpeterkrystalle.

Die grofsen gestreiften Prismen, in denen der Salpeter im Handel sich findet, haben bei ihrer schnellen Krystallisation in ihrem Innern kleine Höhlungen gelassen, die sich mit Mutterlauge füllten. Wenn solche Krystalle in der Hand erwärmt werden, so entsteht durch die Ausdehnung des Wassers der Mutterlauge ein theilweises Sprengen der festen Masse und daher hört man ein Knistern. Werden die Höhlungen durch Zertrümmern des Krystalls geöffnet, so erscheint der Salpeter feucht. Zuweilen enthielt die Mutterlauge deliquescirende Salze und dann wird ein solcher Salpeter, selbst nachdem er stark getrocknet war, an der Luft

wieder feucht. Reiner Salpeter ist vollkommen luftbeständig, er krystallisirt ohne Krystallwasser. Beim Erhitzen schmilzt er unter der Rothgluth zu einer dünnflüssigen Masse, die bei + 350° C. zu einem krystallinisch faserigen Kuchen erstarrt, während des Erstarrens steigt das Thermometer bis 362°. Stärker erhitzt, zerlegt sich unter Entwickelung von Sauerstoffgas die Salpetersäure und es bleibt zuerst salpetrigsaures Kali zurück, bei fortgesetztem Glühen zerlegt sich auch die salpetrige Säure und es bleibt zuletzt Kali und Kaliumsuperoxyd zurück. Das Glühen kann nur in silbernen Gefäfsen zweckmäfsig geschehen, denn alle andern Metalle, so wie Glas und Porzellan, werden vom zurückbleibenden Kali angegriffen. Diese Eigenschaft des Salpeters, im Glühen Sauerstoffgas abzugeben, wird häufig zu Oxydationen auf trocknem Wege benutzt. Manche Körper, die mit Sauerstoff gasförmige Producte bilden, bringen durch das Verbrennen mit Salpeter eine so schnelle Gasentwickelung hervor, dafs hierbei eine Verpuffung oder Explosion eintritt. Dies geschieht z. B. wenn 1 Th. Salpeter mit $\frac{1}{3}$ Th. Holzkohle gemengt und das Gemisch mit einem glühenden Körper berührt wird. Wie schnell die Zersetzung des Salpeters mit brennbaren Körpern vor sich geht, bemerkt man am sogenannten Beaumé'schen Schnellflufs; wird dieses Gemenge von 3 Th. Salpeter, 1 Th. Schwefel und 1 Th. Sägespänen, in einer Wallnufsschale angezündet, so steigt die Temperatur bis zum Schmelzpunkt des Schwefelsilbers (wenn man z. B. eine kleine Silbermünze in den Schnellflufs gelegt hat), ohne dafs die äufsere Nufsschale verkohlt. Diese schnelle Zersetzbarkeit des Salpeters und die heftige Ausdehnung der dabei gebildeten Gase, wenn zu seiner Zerlegung Gase liefernde Körper angewendet werden, hat die Anwendung desselben zu Schiefspulver oder zu ähnlichen Präparaten veranlafst. Ueber die Darstellung des Schiefspulvers s. in der 2. Abtheilung dieses Buches das Genauere.

Die Löslichkeit des Salpeters in Wasser wird verschie-

Schmelzpunkt. — Zersetzung beim Erhitzen. — Verpuffen. — Schnellfluss. — Anwendung zu Schiesspulver. — Löslichkeit

den angegeben. Nach Gay-Lussac lösen 100 Th. Wasser des Salpeters.
von 0° 13,32 Th. Salpeter.
- 18° 29 - -
- 45° 74,6 - -
- 97° 236 - -
Die Lösung hat einen kühlenden bitterlichen Geschmack.

Auch in Alkohol von 0,833 spec. Gewicht löst sich etwas Salpeter, in absolutem Alkohol aber ist er unlöslich.

Das spec. Gewicht des Salpeters wird von Wattson zu 1,933, von Kopp zu 2,058, von Karsten zu 2,1806 angegeben.

Kohlensaures Kali, $\dot{K}\ddot{C}$. Pottasche.

§. 277. Kohlensaures Kali, $\dot{K}\ddot{C}$, Pottasche. Alle Pflanzen enthalten eine wechselnde Menge von Salzen, die nach Verbrennung der organischen Bestandtheile im Rückstande bleiben und die Asche ausmachen. Unter diesen Salzen finden sich bei den meisten, namentlich den in Binnenländern wachsenden Pflanzen, Kalisalze und zwar bei einigen in ziemlich beträchtlicher Menge. Die Kräuter und Sträuche, so wie die Blätter und Zweige der ältern Bäume hinterlassen mehr Asche als die Stämme. In 100 Th. der Asche findet sich mitunter an 60—75 p. C. Kali, wovon der gröſste Theil mit Kohlensäure, ein andrer Theil mit Schwefelsäure, Kieselsäure und andern Säuren verbunden ist. Die Asche besteht aus in Wasser löslichen und unlöslichen Bestandtheilen, zu erstern gehört auch das kohlensaure Kali. Um dieses aus der Pflanzenasche zu gewinnen, wird dieselbe mit Wasser mehrmals ausgelaugt, die Laugen werden in kupfernen Kesseln stark eingedampft und in hölzernen Bottichen krystallisirt. Die ausgeschiedenen Krystalle von zweifach kohlensaurem Kali werden aus der Flüssigkeit mit einem Siebe herausgenommen, in einem Ofen geglüht (calcinirt) und als *Pottasche* in den Handel gebracht. Diese Pottasche ist meist eine graulich-weiſse oder bläuliche (durch mangansaures Kali gefärbte) unkrystallinische Masse, die auſser dem kohlensauren Kali, als Hauptbestandtheil, noch Verunreinigungen von schwefelsaurem, kieselsaurem Kali und Chlorkalium enthält. Sie ist stets mehr oder weniger feucht, rea-

Darstellung der Pottasche.

Eigenschaften.

girt und schmeckt stark alkalisch und enthält, wenn sie sehr gut ist (wie die russische Kronasche), 82 p. C. reines kohlensaures Kali, die weniger gute enthält gegen 73 p. C. davon.

Reines kohlensaures Kali.

Aus der Pottasche kann ein ziemlich reines kohlensaures Kali erhalten werden, indem dieselbe mit gleichen Theilen kalten Wassers übergossen und das Gelöste zur Trockne gedampft wird. Reiner wird das durch Glühen von gereinigtem Weinstein erhaltene kohlensaure Kali und am reinsten, wenn letzteres durch Oxalsäure in zweifach oxalsaures Kali verwandelt, dieses Salz mehrmals umkrystallisirt und durch Glühhitze in kohlensaures Kali verwandelt wird. Das reine kohlensaure Kali ist ein farbloses Salz, reagirt und schmeckt alkalisch, ohne zu ätzen (daher *mildes Alkali* genannt), ist wasserfrei, zieht aber aus der Luft schnell Feuchtigkeit an und zerfliefst. In der Glühhitze schmilzt es ohne Verlust an Säure. Es löst sich in sehr wenig Wasser auf und kann krystallisirt erhalten werden mit 20 p. C. Wasser, $\dot{K}\ddot{C} + 2\dot{H}$. In Alkohol ist es unlöslich.

Sal tartari.

Saures kohlensaures Kali. $\dot{K}\ddot{C} + \dot{H}\ddot{C}$.

§. 278. Zweifach kohlensaures Kali, $\dot{K}\ddot{C} + \dot{H}\ddot{C}$, entsteht, wenn das neutrale Salz, mit Wasser befeuchtet, einer Atmosphäre von Kohlensäure ausgesetzt wird. Es krystallisirt leicht, da 1 Th. desselben nur in 4 Th. kalten Wassers löslich ist. Die Krystalle sind farblos, luftbeständig und enthalten 9 p. C. Krystallwasser. Beim Glühen entweicht Wasser und Kohlensäure, neutrales kohlensaures Kali bleibt im Rückstand.

Alkalimetrie.

§. 279. Da das kohlensaure Kali vielfach in den Künsten und Gewerben angewendet wird, so ist es für den Techniker wichtig, den wahren Gehalt einer Pottasche an reinem kohlensauren Kali, d. h. an dem Bestandtheil, den man von der Pottasche (in den meisten Fällen) nur als wirksam gebrauchen will, schnell und richtig zu erfahren. Dies geschieht vermittelst der Alkalimetrie. Die alkalimetrischen Proben beruhen auf der Neutralisation des kohlensauren Kalis durch eine Säure von bekannter Sättigungscapacität; man nimmt gewöhnlich eine verdünnte Schwefelsäure, deren

Gehalt an wasserfreier Säure man für eine bestimmte Gewichtsmenge abzusättigendes kohlensaures Kali ermittelt. Am einfachsten verfährt man so: ein in 100 Theile (Cubikzoll oder Cub. Cent.) getheiltes Glasgefäfs (Fig. 38.) (das Alkalimeter) wird mit beliebig verdünnter Schwefelsäure (ungefähr 1 Th. $\dot{H}\dddot{S}$ auf 10 Th. Wasser) bis 0° gefüllt, dann 5 Gr. reines kohlensaures Kali in Wasser gelöst, die Lösung mit Lackmustinctur *) versetzt und mit der Schwefelsäure aus dem Alkalimeter allmählig abgesättigt. Wenn die blaue Farbe der Flüssigkeit in eine weinrothe verwandelt ist, fügt man vorsichtig nur tropfenweis die verdünnte Schwefelsäure hinzu, bis die weinrothe in eine ziegelrothe Farbe übergegangen ist. Das Maafs der verbrauchten Schwefelsäure notirt man; bei einer auszuführenden Probe giefst man dasselbe in das Alkalimeter und füllt den übrigen Raum der 100 Maafstheile mit Wasser aus, so dafs nun (für die Gewichtsmenge von 5 Gr. reines kohlensaures Kali) jeder Theilstrich der verbrauchten Säure 1 p. C. reines kohlensaures Kali anzeigt. Es werden alsdann 5 Gr. der zu prüfenden Pottasche auf die oben angeführte vorsichtige Weise mit der Säure aus dem Alkalimeter gesättigt und an den verbrauchten Raumtheilen Säure liest man unmittelbar den procentigen Gehalt der Pottasche an reinem kohlensauren Kali ab. Statt des oben beschriebenen Alkalimeters kann man sich eines mit feiner Ausgufsröhre versehenen (Fig. 39.) bedienen. Es ist zweckmäfsig, die zu untersuchende Pottasche in wenig Wasser aufzulösen und die löslichen Bestandtheile von den unlöslichen abzufiltriren.

Fig. 38.

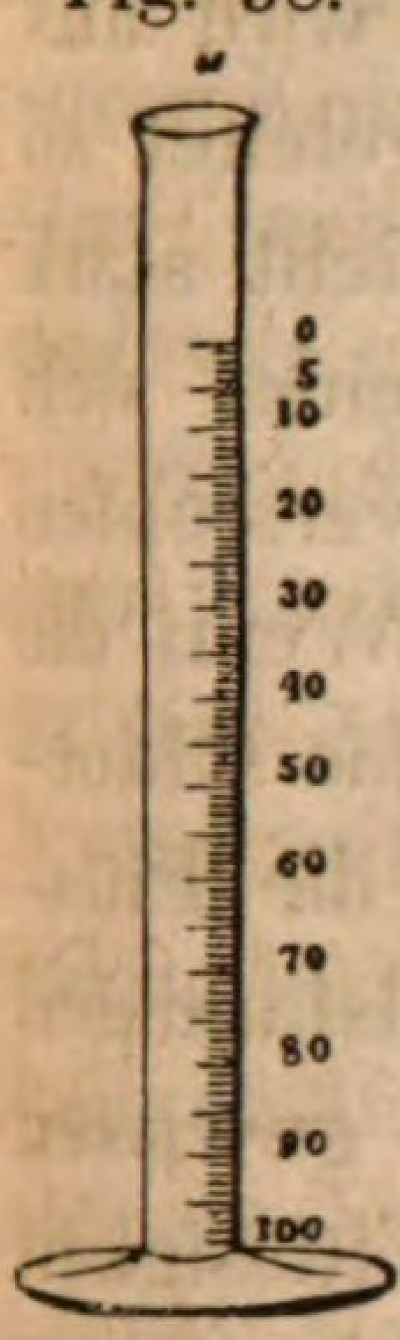


Fig. 39.



*) Lackmustinctur bereitet man sich so: 1 Loth zerriebenes Lackmus (s. oben §. 267.) wird mit ungefähr 7—8 Loth warmen Wasser übergossen, 12 Stunden in Ruhe gelassen und die klare blaue Lösung vom Bodensatz abgegossen und filtrirt.

Chlorsaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot}{\overset{\cdots}{Cl}}$. Darstellung aus Pottasche und Chlor,

§. 280. Chlorsaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot}{\overset{\cdots}{Cl}}$, kann auf mehrerlei Weise gewonnen werden. Die gewöhnlichste Darstellungsweise ist folgende: In eine Lösung von Pottasche wird aus einem Chlorentwickelungsapparat (s. §. 69.) Chlor geleitet so lange als die Flüssigkeit noch Gas aufnimmt und nicht stark nach Chlor riecht. Im Anfange der Operation scheidet sich Chlorkalium aus, welches das Zuleitungsrohr leicht verstopfen kann, darum wird dieses trichterförmig erweitert. Wenn die Entwickelung der Kohlensäure sehr stark ist und das Chlorkalium sich nicht mehr abscheidet, so giefst man die Flüssigkeit davon ab und leitet in diese bis zur vollständigen Zersetzung der Pottasche Chlor ein; die zu einer gewissen Zeit durch übermangansaures Kali roth gefärbte Flüssigkeit wird zuletzt gelb und dies kann zugleich als Merkmal für die Vollendung der Operation dienen. Von 6 Atomen kohlensaurem Kali geben 5 At. Kali ihren Sauerstoff an 1 At. Chlor zur Bildung von 1 At. Chlorsäure ab und vereinigen sich mit 5 At. Chlor zu Chlorkalium, die Chlorsäure aber verbindet sich mit dem 6ten Atom unzersetztem Kali. $6\,\dot{K}\ddot{C}$ und $6\,Cl = \dot{K}\overset{\cdot\cdot}{\overset{\cdots}{Cl}}$, $5\,KCl$ und $6\,\ddot{C}$. Während des völligen Sättigens der Flüssigkeit mit Chlor krystallisirt schon ein grofser Theil des chlorsauren Kalis und durch Abdampfen der chlorkaliumhaltigen Mutterlauge bis zur Hälfte des Volums erhält man einen weitern Antheil. Dieser letztere ist aber durch Chlorkalium und ein wenig zweifach-kohlensaures Kali verunreinigt. Das erhaltene unreine chlorsaure Kali wird in ungefähr 3 Th. kochenden Wassers gelöst und die Lösung erkalten gelassen, es scheidet sich dann fast alles chlorsaure Salz aus, während Chlorkalium und zweifach-kohlensaures Kali gelöst bleiben. Durch nochmaliges Umkrystallisiren wird das chlorsaure Kali ganz rein erhalten. Ob das im Anfange des Chloreinleitens abgeschiedene Chlorkalium eine Einmengung von chlorsaurem Kali enthalte, sieht man daran, dafs in diesem Falle das getrocknete Salz, auf glühende Kohlen geworfen, verpufft, wie der Salpeter.

Ein Gemenge von gleichen Atomen trocknen kohlensauren Kalis und Kalkhydrats wird mit Chlorgas behandelt; dabei entsteht wie bei der vorigen Operation, aus dem kohlensauren Kali, chlorsaures Kali und Chlorkalium und die Kohlensäure verbindet sich mit der Kalkerde. Das chlorsaure Salz wird, wie vorhin, durch Auslaugen und Krystallisiren gewonnen. aus Pottasche, Kalk u. Chlor,

Aus dem Chlorkalk, der seine Bleichkraft verloren hat, kann mit Wasser chlorsaurer Kalk ausgezogen werden, der mit $\dot{K}\ddot{C}$ in $\dot{Ca}\ddot{C}$ und $\dot{K}\overset{.....}{Cl}$ zersetzt wird. aus Chlorkalk.

§. 281. Das chlorsaure Kali krystallisirt wasserfrei in perlmutterglänzenden Schuppen. Es hat einen kühlenden, unangenehmen Geschmack, schmilzt bei nicht starker Hitze und wenn diese ein wenig verstärkt und unterhalten wird, entwickelt sich aus der kochenden Flüssigkeit Sauerstoffgas, die vorher leicht flüssige Masse wird dann dickflüssig und besteht aus einem Gemenge von Chlorkalium und überchlorsaurem Kali ($2\dot{K}\overset{.....}{Cl} = 4\,O$, KCl und $\dot{K}\overset{.......}{Cl}$). Wird dieses Gemenge alsdann stärker erhitzt, so entweicht aller Sauerstoff und Chlorkalium bleibt im Rückstand. Im Mörser gerieben knistert das chlorsaure Kali und sprüht Funken; geschieht dies unter Zusatz von Schwefel, Kohle, Zinnober, Schwefelantimon, so zerlegt es sich mit diesen Körpern unter starker Explosion; am heftigsten explodirt es mit Phosphor. Auf Kohle erhitzt oder auf glühende Kohlen geworfen verpufft das chlorsaure Kali noch heftiger als der Salpeter. Wenn ein Gemisch von chlorsaurem Kali mit Schwefel oder Zinnober oder Zucker oder anderen brennbaren Körpern durch einen Tropfen concentrirter Schwefelsäure befeuchtet wird, so entzündet sich dasselbe ohne Explosion. Das chlorsaure Kali löst sich in Wasser und Alkohol, in letzterem aber sehr unbedeutend, denn 1 Th. Salz bedarf 120 Th. 83procentigen Alkohol. 100 Th. Wasser lösen bei 0° $3\frac{1}{3}$ Th. Eigenschaften.

-	15°	6 -
-	35°	12 -
-	50°	19 -
-	104°	60 -

Diese ungleiche Löslichkeit, die zwischen 104°, dem Siedepunkte einer gesättigten Lösung, und der gewöhnlichen Temperatur statt findet, macht die Reinigung des Salzes durch bloſses Umkrystallisiren leicht, denn die mit ihm gemengten Salze zeigen diese Differenz nicht. Es wird dieser Umstand überhaupt benutzt, wo er sich bei verschiedenen Salzen zeigt, aus deren Gemenge das eine oder das andere getrennt werden soll.

Anwendung des chlorsauren Kalis.

§. 282. Es wird das chlorsaure Kali häufig in den Gewerben sowohl, wie zu wissenschaftlich chemischen Versuchen, insbesondere auch in der Artillerie-Technik verwendet. Einen ausgedehnten Verbrauch fand es namentlich zur Anfertigung der bekannten chemischen Zündhölzer. Es wurde zu diesem Zweck mit Schwefel und arabischem Gummi gemengt (vorsichtig und angefeuchtet) und die damit versehenen Hölzchen in ein Fläschchen getaucht, das Asbest mit Schwefelsäure getränkt enthielt. Die Schwefelsäure zerlegt unter Wärmeentwickelung das chlorsaure Kali in unterchlorige Säure und diese in Chlor und Sauerstoff und so entsteht die Entzündung des Schwefels. Später verfertigte man Zündhölzer aus einem Gemenge von chlorsaurem Kali und Schwefelantimon, die durch Reiben auf einer rauhen Fläche sich entzünden. Aber neuerlich pflegt man zur Anfertigung der Reib-Zündhölzer sich nur noch des Phosphors zu bedienen. Die Zerlegung des chlorsauren Kalis durch eine stärkere Säure und die durch seinen frei werdenden Sauerstoff hervorgebrachte Oxydation von sonst schwer oxydirbaren Körpern wird häufig in der analytischen Chemie angewendet, z. B. zur Oxydation des Schwefels im Schieſspulver.

Die Anwendung des Salzes in der Artillerie-Technik wird später in der 2. Abtheilung bei den betreffenden Gegenständen, nämlich beim Schieſspulver, Percussionspulver und den verschiedenen Feuersätzen, angeführt werden.

Schwefelsaures Kali, $\dot{K}\dddot{S}$.

§. 283. Schwefelsaures Kali, $\dot{K}\dddot{S}$. Das neutrale Salz wird bei mehren chemischen Operationen als Nebenproduct gewonnen. Es krystallisirt, ist schwerlöslich in

Wasser und wird in mehren Fabricationszweigen (Alaun- und Glasbereitung) angewendet.

§. 284. Saures oder zweifach-schwefelsaures Kali, $\dot{K}\dddot{S} + \dot{H}\dddot{S}$, wird ebenfalls oft als Nebenproduct erhalten, oder aus dem neutralen Salz durch Zusatz von Schwefelsäure erhalten. Es krystallisirt in Prismen, schmilzt bei 200°, verliert bei stärkerer Hitze Schwefelsäurehydrat und löst sich leicht in Wasser. Durch Alkohol wird seine wässerige Lösung zersetzt, das neutrale Salz scheidet sich aus und die Schwefelsäure löst sich im Alkohol. Es kann dieses saure Salz, wie viele andere, als Doppelsalz betrachtet werden, indem das Säurehydrat sich mit dem neutralen Salze verbindet. $\dot{K}\dddot{S} + \dot{H}\dddot{S}$.

§. 285. Kieselsaures Kali bildet sich durch Zusammenschmelzen von Quarz, Sand oder Feuerstein mit kohlensaurem Kali, wobei Kohlensäure entweicht. Wendet man das Kalisalz im Ueberschufs an, so erhält man eine leicht schmelzbare Masse, die durch kaltes Wasser von dem unzersetzten kohlensauren Kali befreit werden kann und sich in heifsem Wasser löst. Sie ist bekannt unter dem Namen *Kieselfeuchtigkeit* (liquor silicum). Wird ein Ueberschufs von Kieselsäure beim Zusammenschmelzen genommen, so wird die Masse schwerer schmelzbar, bei 10 Atomen $\dddot{S}i$ auf 1 Atom $\dot{K}$ aber schmilzt sie nicht mehr. In der Kieselsäure, welche also in gröfserer Menge, als zur Bildung des neutralen Salzes erforderlich war, angewendet wurde, löst sich dieses auf. Die Verbindungen der Kieselsäure mit Kali in den verschiedensten Verhältnissen, so weit dieselben noch schmelzbar sind, krystallisiren nicht, sondern erkalten zu einer glasähnlichen Masse und wenn andere kieselsaure Salze, die sonst für sich krystallisiren, mit dem kieselsauren Kali gemengt sind, so erstarren auch sie glasartig und das, was wir mit dem Namen „Glas" bezeichnen, sind Doppelverbindungen von kieselsauren Alkalien mit andern kieselsauren Salzen. (S. den Anhang zu den Alkalien und alkalischen Erden.) Kieselsaures Kali.

Wasserglas.

Eine Verbindung von Kieselsäure mit Kali, die durch Zusammenschmelzen von 15 Th. Quarz oder reinsten Sand, 10 Th. Pottasche und 1 Th. Kohle *) erhalten wird, ist unter dem Namen *Wasserglas* bekannt. Sie hat die Eigenschaft, in kochendem Wasser sich zu lösen und bei langsamen Eintrocknen zu einer glasigen Masse zu erhärten.

Anwendung desselben.

Man hat das Wasserglas benutzt, um verbrennliche Gegenstände durch einen Ueberzug davon unverbrennlich zu machen, und in der That gewährt der Ueberzug von Wasserglas einen Schutz für Gegenstände von nicht groſser Dicke wie Leinen und andere Gewebe, Tapeten u. dgl. Denn wenn auch durch hohe Temperatur eine theilweise Verkohlung dieser Stoffe verursacht wird, so überzieht wenigstens das schmelzende Glas die Kohle und verhindert durch Luftabschluſs das Weiterbrennen derselben. Bei dicken Holzstücken dagegen hat sich das Wasserglas nicht so bewährt, denn die aus dem Innern des erhitzten Holzes hervordringenden Gase sprengen leicht den glasigen Ueberzug ab, namentlich wenn bei der Anfertigung desselben nicht die Vorsicht gebraucht ist, erst eine verdünnte Lösung des Wasserglases mit einem Pinsel gut einzureiben, nach dem Trocknen dies mehrmals zu wiederholen und dann erst eine concentrirtere Lösung anzuwenden. Gewisse Zusätze zum Wasserglas, als Knochenasche, Kreide, Thon, sollen dasselbe dauerhafter machen; für die Tränkung von Leinen pflegt man mit Vortheil einen Zusatz von Bleiglätte anzuwenden. Zu feuersichern Anstrichen bedient man sich überhaupt nicht blos des Wasserglases, sondern auch der Lösungen anderer Salze, wie der von Salmiak, phosphorsaurem Natron, Borax; sie leisten dasselbe, sind aber alle theurer als Wasserglas.

§. 286. Das kieselsaure Kali, $\dot{K}\ddot{Si}$, findet sich als ein Glied verschiedener kieselsaurer Doppelsalze, die für die Zu-

*) Diese dient zur leichtern Zersetzung des kohlensauren Kalis der Pottasche, indem sie die Kohlensäure in Kohlenoxyd umwandelt.

sammensetzung grofser Gebirge wichtig sind, z. B. im Feldspath, Glimmer und andern ähnlichen Mineralien.

Saures weinsaures Kali, Weinstein.

§. 287. Saures weinsaures Kali, $\dot{K}\bar{T} + \dot{H}\bar{T}$ *), findet sich in den Säften mehrer Pflanzen, namentlich in denen der Weinrebe und der Trauben. Es ist ein in kaltem Wasser schwer, in Weingeist fast unlösliches krystallisirbares Salz, welches sich aus dem gährenden Most in Rinden auf die Fafsdauben absetzt und als roher Weinstein in den Handel kommt. Der aus dem rothen Wein ausgeschiedene ist roth gefärbt. Der rohe Weinstein ist stets verunreinigt durch Hefe, weinsaure Kalkerde und Farbstoffe, wird, wenn er medicinisch angewendet werden soll, gereinigt und heifst dann *Cremor tartari* (Weinsteinrahm). Aus ihm wird durch Sättigen mit kohlensaurem Kali das neutrale weinsaure Kali und durch Zersetzung mit Kalkerde und Säuren die Weinsäure erhalten. Diese wendet man oft an, um Kalisalze zu erkennen, weil aus diesen durch Zusatz von Weinsäure das schwerlösliche saure Salz sich ausscheidet.

Cremor tartari.

Zweifach-oxalsaures Kali, $\dot{K}\dddot{G} + \dot{H}\dddot{G}$.

§. 288. Zweifach-oxalsaures Kali ist ebenfalls ein Bestandtheil mancher Pflanzensäfte, namentlich vom Sauerklee (*Oxalis acetosella*). Aus letzterm wird es durch Auspressen und Abdampfen gewonnen. Es ist schwer in kaltem Wasser löslich und krystallisirt leicht. Man wendet es zur Darstellung des neutralen Salzes, der Oxalsäure und zum Entfernen von Rost- und Dintenflecken an (s. u. Eisenoxydsalze).

*) Die Weinsäure hat wie alle organische Säuren als Zeichen den Anfangsbuchstaben ihres lateinischen Namens (acidum tartaricum) mit einem Querstrich darüber, oder mit so viel Punkten, als die Säure Atome Sauerstoff hat; man bezeichnet defshalb die Weinsäure auch mit $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{T}$ oder $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{T}r$, weil sie aus $C^4H^2O^5$ besteht. Die Essigsäure, welche aus $C^4H^3O^3$ besteht und acidum aceticum heifst, wird gewöhnlich mit $\bar{A}$, aber auch mit $\dddot{A}c$ bezeichnet. Als zweibasige Säure angesehen, hat die Weinsäure die Formel $C^8H^4O^{10} = \bar{T}$ und das saure Kalisalz $= (\dot{K} + \dot{H})\,\bar{T}$.

Haloïdsalze des Kaliums.

§. 289. Die Haloïdsalze des Kaliums haben grofse Aehnlichkeit unter einander in ihren physikalischen Eigenschaften, sie krystallisiren alle in Würfeln, sind farblos und leicht in Wasser löslich.

Chlorkalium, K Cl.

§. 290. Chlorkalium, KCl, wird oft als Nebenproduct gewonnen z. B. in den Salinen aus der Mutterlauge, bei Darstellung des chlorsauren Kalis und Zersetzung desselben durch Glühen, und bei Raffination des künstlich dargestellten Salpeters ist das aus der letzten Mutterlauge in Würfeln anschiefsende Salz meistens Chlorkalium, nicht Kochsalz. Das Chlorkalium ist leicht in Wasser löslich, schmeckt salzig, fast wie Kochsalz. 100 Th. Wasser von 0^0 lösen 29,2 und für jeden Thermometergrad darüber 0,2738 Th. mehr. Der Siedepunkt der gesättigten Lösung ist 108^0 und dann sind in 100 Th. Wasser 59,4 Th. Chlorkalium gelöst. Bei seiner Auflösung in kaltem Wasser tritt starke Temperaturerniedrigung ein; 1 Th. Salz in 4 Th. Wasser gelöst läfst das Thermometer um $11^0,4$ fallen, daher das Chlorkalium oft zu Kältemischungen gebraucht wird. Das unreine Salz, welches die Seifensieder bei Umwandlung ihrer Kaliseifen in Natronseifen gewinnen, heifst *Seifensiederflufs* und wird in Alaunfabriken benutzt.

Cyankalium, K Cy.

§. 291. Cyankalium, KCy, wird am bequemsten durch Schmelzen eines Gemenges von 8 Th. entwässerten Kaliumeisencyanürs ($2 KCy + FeCy$ s. u. Eisensalze) und 3 Th. getrockneten kohlensauren Kalis dargestellt. Die geschmolzene, farblose Masse wird von dem schwarzen Rückstand (der Kohleneisen und Eisen enthält) abgegossen und besteht aus Cyankalium, cyansaurem Kali und kohlensaurem Kali; wird dem Gemenge vor dem Schmelzen 1 Th. fein pulverisirter Kohle zugesetzt, so ist das Präparat frei von cyansaurem Kali ($\dot{K}\dot{C}y$ und $2 C = KCy$ und $2 \dot{C}$). Man kann auch durch Glühen des reinen Kaliumeisencyanürs Cyankalium erhalten, es bedarf aber dann einer viel stärkeren und anhaltendern Glühhitze, als im Gemenge mit kohlensaurem Kali. Reines Cyankalium wird nur durch Sättigen einer alkoholischen Auflösung von Kalihydrat mit Cyanwasserstoff-

säure erhalten. Das Salz schmeckt und reagirt alkalisch, zieht Wasser und Kohlensäure aus der Luft an und zersetzt sich durch letztere, wefshalb sowohl das feste Salz als auch seine Lösung nach Blausäure riecht. Es kann in Octaëdern krystallisirt erhalten werden, die bei starkem Erhitzen unter Abschlufs von Luft schmelzen und zu Würfeln erstarren; hat die Luft Zutritt, so bildet sich cyansaures Kali. In siedendem 60procentigen Weingeist löst es sich ziemlich reichlich und krystallisirt daraus beim Erkalten. Es ist eines der giftigsten Metallsalze und wirkt fast so schnell tödtlich wie Blausäure.

Anwendung desselben.

Das Cyankalium wird jetzt häufig zur Auflösung mehrer Metallsalze (z. B. von Silber, Gold, Kupfer u. a.) angewendet, deren man sich zu galvanoplastischen Niederschlägen bedienen will. Für diesen Zweck ist das mit kohlensaurem Kali dargestellte Salz hinreichend rein. Auch ist es ein Mittel zur schnellen Reduction von Metalloxyden, mit deren Sauerstoff es beim Schmelzen in cyansaures Kali sich verwandelt.

Schwefelcyankalium. $K\ddot{C}y$.

§. 292. Schwefelcyankalium, KC^2NS^2, dargestellt durch Schmelzen von Kaliumeisencyanür mit Pottasche und Schwefel, krystallisirt aus der alkoholischen Lösung in langen Prismen, dem Salpeter ähnlich. In feuchter Luft zerfliefst es, in verdünnter wässeriger Lösung zersetzt es sich nach längerer Zeit auf Kosten der Luft. Es wird in der analytischen Chemie zur Prüfung auf Eisenoxydsalze angewendet, deren Lösung es blutroth färbt, indem sich leichtlösliches Eisenschwefelcyanid bildet.

Schwefelkalium.

§. 293. Von den Schwefelungsstufen des Kaliums, deren es fünf giebt, sollen nur einige hier angeführt werden und von den Schwefelsalzen an dieser Stelle nur eines.

Einfach-Schwefelkalium, KS.

§. 294. Einfach Schwefelkalium, KS oder $\acute{K}$, entsteht durch directe Vereinigung gleicher Aequivalente von Schwefel und Kalium oder wenn Kaliumsulphhydrat (s. §. 297.) mit 1 Aeq. Kalihydrat vermischt und unter Abschlufs der Luft zur Trockne verdampft wird. Es schmilzt bei erhöhter Temperatur zu einer zinnoberrothen krystallinischen Masse,

an der Luft zerfliefst es zu einer gelben Flüssigkeit von stark alkalischem Geschmack und entwickelt, weil es von der Kohlensäure der Luft zersetzt wird, den Geruch von Schwefelwasserstoff ($\overset{\prime}{K}$, $\dot{H}$ und $\ddot{C}$ = $\dot{K}\ddot{C}$ und $\overset{\prime}{H}$). Auf dieselbe

Pyrophor. Weise wird es von allen Säuren zersetzt. Wenn dieses Schwefelkalium durch Glühen des schwefelsauren Kalis ($\dot{K}\dddot{S}$) mit Kohle dargestellt wird und von letzterer mehr angewendet wird, als zur Entfernung der 4 Atome Sauerstoff nöthig ist, so entzündet sich das Schwefelkalium, da es im innigen Gemenge mit Kohle sehr fein vertheilt ist, an der Luft von selbst; es ist also ein Pyrophor. Am zweckmäfsigsten stellt man ihn dar, wenn 2 Th. neutrales schwefelsaures Kali mit 1 Th. Kienrufs innig gemengt und geglüht werden. Die Entzündung beruht auf der Oxydation des Schwefelkaliums und der dadurch entstehenden Wärmeentwickelung. Dieses Schwefelkalium ist ein Bestandtheil des beim Verbrennen des Schiefspulvers bleibenden Rückstandes.

Höhere Schwefelungsstufen.

§. 295. Die übrigen Schwefelverbindungen des Kaliums werden entweder durch Schmelzen des Einfach-Schwefelkaliums mit den erforderlichen Atomgewichten Schwefel oder durch Schmelzen des kohlensauren Kalis mit Schwefel dargestellt. Im letztern Falle erhält man aber nie eine reine Schwefelverbindung, sondern Gemenge derselben mit unterschwefligsaurem oder schwefelsaurem Salze, je nach der dabei angewendeten niedrigern oder höhern Temperatur.

Fünffach-Schwefelkalium. KS^5. Schwefelleber.

§. 296. Fünffach-Schwefelkalium, *Schwefelleber* (hepar) wird durch Zusammenschmelzen gleicher Theile Schwefel und kohlensaures Kali gewonnen. Es ist, bei niedriger Temperatur dargestellt, ein Gemenge von unterschwefligsaurem Kali mit Fünffach-Schwefelkalium ($3\dot{K}\ddot{C}$ und $12S$ $= 3\ddot{C}$, $\dot{K}\ddot{\bar{S}}$ und $2\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{K}$), bei stärkerer Hitze zersetzen sich $4\dot{K}\ddot{\bar{S}}$ in $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{K}$ und $3\dot{K}\dddot{S}$. Die Schwefelleber hat eine dunkelbraune Farbe, löst sich in Wasser und wird durch Säuren zerlegt; Schwefel fällt nieder, Schwefelwasserstoff entweicht

und ein Kalisalz bleibt gelöst ($\overset{'''''}{K}$, $\dot{H}$ und $\ddot{S}$ = $\dot{K}\ddot{S}$, $\acute{H}$ und 4 S). Daher seine Anwendung zur Darstellung des Sulphur praecip. (s. §. 49.).

§. 297. Einfach-Schwefelkalium ist die Basis einer Anzahl von Schwefelsalzen, von denen die wichtigsten bei den Sulphosäuren der betreffenden Salze angeführt werden sollen. Hier nur das Schwefelsalze des Kaliums.

Schwefelwasserstoff-Schwefelkalium (Kaliumsulphhydrat) KS + HS. Es wird dieses Salz durch Sättigung von Kalihydrat mit Schwefelwasserstoff erhalten. Bei Abschlufs der Luft eingedampft krystallisirt es in grofsen Prismen, die an der Luft zerfliefsen, in Alkohol leicht löslich sind und durch Säuren unter Aufbrausen (Entwickelung von Schwefelwasserstoff) zersetzt werden. Kaliumsulphhydrat, $\acute{K}\acute{H}$.

2. Natrium (Na = 289,7).

§. 298. Es findet sich nur in Verbindung mit andern Körpern: im Mineralreich als Chlorverbindung (Kochsalz) und Oxyd, letzteres namentlich in Silicaten (*Albit, Spodumen, Sodalith* u. a.) und in Verbindung mit Kohlensäure, Salpetersäure, Schwefelsäure und Borsäure. In den Pflanzen ist das Oxyd meist an organische Säuren gebunden, in den Säften des thierischen Körpers finden sich Chlornatrium, phosphorsaures und kohlensaures Natron. Vorkommen.

§. 299. Man erhält das Metall aus einem Gemenge von kohlensaurem Natron mit Kohle in demselben Ofen, wie das Kalium. Die Destillation des Natriums geschieht bei etwas niedrigerer Temperatur als die des Kaliums. Darstellung.

§. 300. Die Eigenschaften des Natriums sind denen des Kaliums sehr ähnlich: silberweifs, spec. Gewicht von 0,972 bei + 15°, Schmelzpunkt + 90°. Verflüchtigt sich ein wenig leichter als Kalium, sein Gas ist farblos. Unter Feuererscheinung oxydirt es sich nur auf heifsem Wasser oder angefeuchtetem Papier, sonst nimmt es aus Luft und Wasser leicht Sauerstoff auf. In der Stärke der Verwandtschaft zu Eigenschaften.

Sauerstoff und andern elektronegativen Körpern folgt es sogleich hinter dem Kalium. Es hat, wie dieses, 3 Oxydationsstufen, unter denen die wichtigste das

Natron, $\dot{Na}$. §. 301. Natriumoxyd oder Natron. Die Darstellung dieses Alkalis im reinen Zustande ist so schwierig, wie die des Kaliumoxyds; es besteht aus 1 At. Na und 1 At. O.

$\dot{Na}\,\dot{H}$. Natronhydrat *) wird im Grofsen häufig dargestellt und ist in Wasser gelöst die Natronlauge. Seine Darstellung geschieht, wie die des Kalihydrats, aus kohlensaurem Natron; wenn die Natronlauge nicht rein zu sein braucht, aus der rohen Soda (s. u. §. 307.), entgegengesetztenfalls aus

Aetznatron. reinem kohlensauren Natron. Durch Abdampfen der Lauge zur Trockne erhält man Natronhydrat im festen Zustand, Aetznatron, kaustisches Natron. Dieses bildet eine weifse krystallinische Masse, die anfangs Feuchtigkeit aus der Luft anzieht, dann aber in ein trocknes weifses Pulver (kohlensaures Natron) sich verwandelt. Im Uebrigen sind die Eigenschaften des Natronhydrats denen des Kalihydrats so ähnlich, dafs man häufig in den Gewerben eines für das andere gebrauchen kann, um dieselbe chemische Wirkung hervorzubringen. So wird es z. B. jetzt meist statt des Kali zur Seifenbereitung verwendet und es ist, wie für die Lösungen des Aetzkalis in Wasser, auch für die des Aetznatrons eine Tabelle entworfen, aus deren spec. Gewicht ihr procentiger Gehalt an Natron zu ersehen ist (s. unten).

Die Salze des Natriums. §. 302. Die Salze des Natriums sind meist farblos, enthalten gröfstentheils Krystallwasser und verwittern häufig. In ihren Lösungen sind sie schwer zu erkennen, am leichtesten durch antimonsaures Kali, womit sie einen schwerlöslichen Niederschlag (antimonsaures Natron) geben. Ein

*) Dieses Alkali war längst bekannt und hatte den Namen „Natron" bekommen, ehe man wufste, dafs es das Oxyd eines Metalles sei. Man hat bei diesem Alkali eben so wie bei den Bezeichnungen der alkalischen und eigentlichen Erden den alten Namen beibehalten.

trocknes Natronsalz färbt die Flamme des brennenden Alkohols gelb.

§. 303. Salpetersaures Natron findet sich in sehr grofsen Mengen in dem District Atacama zwischen Chili und Peru und wird daher *Chili-Salpeter* genannt. Es bildet hier ein 25 Meilen langes, von Thon bedecktes Lager, welches vor Wegschwämmung durch seine Lage in einem regenlosen Klima geschützt ist. Seine Entstehung verdankt es wahrscheinlich den Excrementen, vielleicht auch den thierischen Ueberresten von Seevögeln. Das Salz kommt bisweilen roh in den Handel und enthält dann Verunreinigungen von Kochsalz, schwefelsaurem Natron und Kali, Jodnatrium und andern Stoffen, meist ist es aber einmal umkrystallisirt und enthält dann nur geringe Beimengungen von Kochsalz. Im reinen Zustande ist das salpetersaure Natron farblos, es krystallisirt ohne Wasser in sehr stumpfen Rhomboëdern, die den Würfeln ähnlich sehen und heifst daher auch cubischer Salpeter. Aus der Luft zieht es Feuchtigkeit an, in Wasser löst es sich leicht, denn 100 Th. Wasser nehmen bei 0° 80 Th., bei + 119° 218 Th. und bei + 121°, dem Siedepunkt der gesättigten Lösung, 224,8 Th. Salz auf. Ist es mit Kali-Salpeter ungefähr zu gleichen Theilen gemengt und wird das Gemenge in wenig heifsem Wasser gelöst, so krystallisirt beim Erkalten der Lösung das Natronsalz mit dem Kalisalz zugleich heraus in der prismatischen Form des letztern.

Salpetersaures Natron. $\dot{\text{Na}}\overset{\therefore}{\text{N}}$. Vorkommen des Chilisalpeters.

Eigenschaften.

Cubischer Salpeter.

Anwendung findet das salpetersaure Natron zu ähnlichen Zwecken, wie das Kalisalz, z. B. zur Salpetersäure-Darstellung, bei der Schwefelsäure-Bereitung; auch zur Darstellung des Kalisalpeters hat man es, jedoch mit wenig Vortheil, zu verwenden gesucht. Zur Schiefspulverbereitung ist es untauglich, aber zu gelben Feuersätzen benutzt man es.

Anwendung.

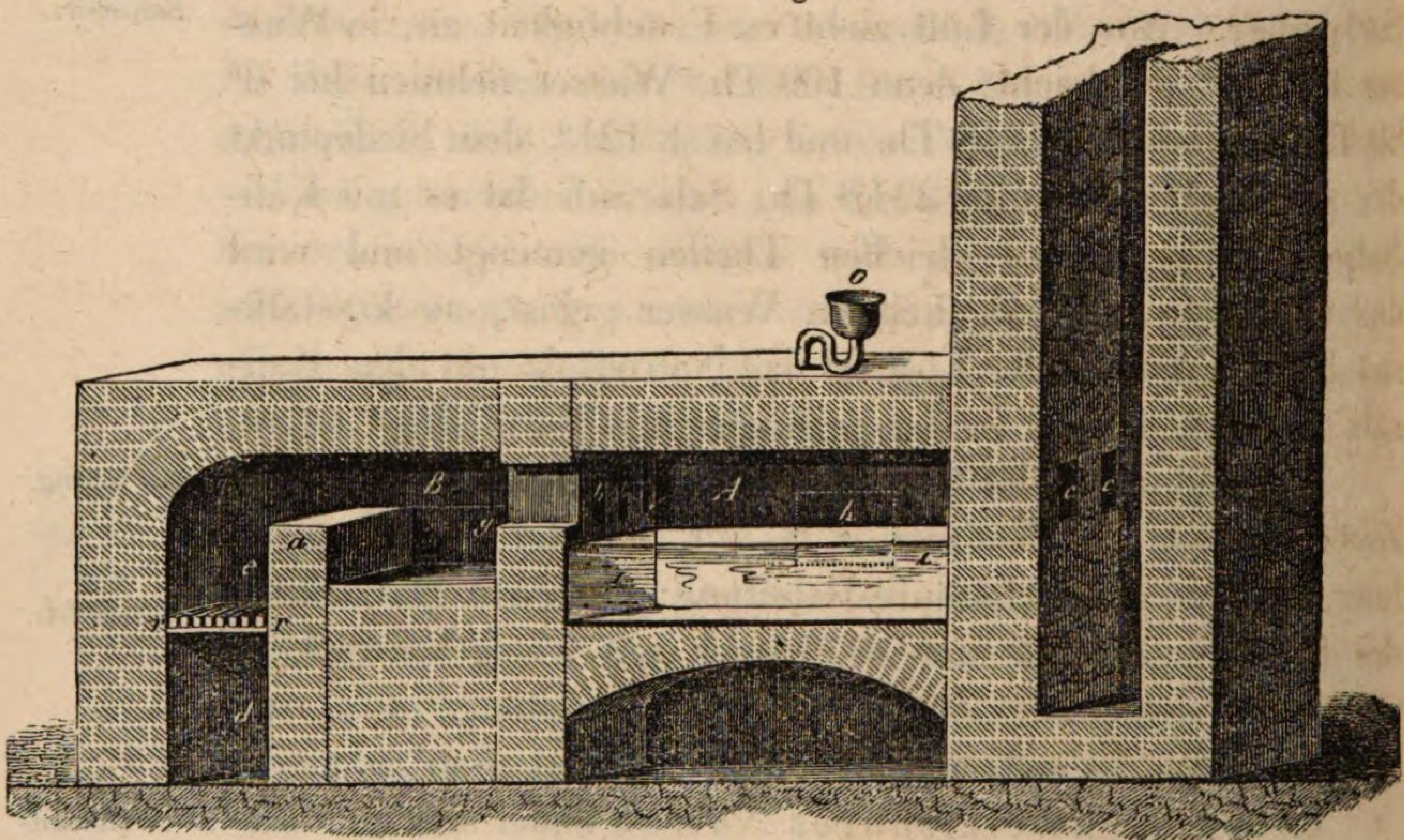
§. 304. Schwefelsaures Natron findet sich im Meerwasser, in den Salzsoolen und vielen Mineralwässern (*Epsomer*, *Saidschützer*, *Püllnaer*, *Karlsbader* u. a., überhaupt namentlich in den sogenannten *Bitterwassern*). In einigen Ländern wittert es aus der Erde (z. B. in den Seen

Schwefelsaures Natron, $\dot{\text{Na}}\overset{\cdots}{\text{S}}$. Vorkommen.

der Araxasebene und in Tyrol zugleich mit Gyps und Steinsalz) und eben so findet es sich als krystallinische Auswitterung an alten Mauern, an denen es durch Zersetzung von Kochsalz mit Gyps entsteht (NaCl und $\dot{Ca}\ddot{S}$ = $\dot{Na}\ddot{S}$ und

Darstellung. CaCl). Es wird fabrikmäfsig gewöhnlich nur auf zweierlei Weise dargestellt: 1) indem der Pfannenstein, der sich beim Abdampfen der Salzsoolen bildet (s. u. §. 318.) in kaltem Wasser gelöst und die Lösung, nachdem noch Kochsalz daraus gewonnen worden, bei niedriger Temperatur im Winter der Krystallisation überlassen wird, 2) durch Glühen des Kochsalzes mit Schwefelsäure. Zu diesem Zweck wird in einem Flammenofen mit 2 Heerden im Raume *A* Kochsalz mit Schwefelsäure übergossen. Wenn die starke Entwickelung der Salzsäuredämpfe aufgehört (NaCl und $\dot{H}\ddot{S}$ = $\dot{Na}\ddot{S}$ und HCl) hat, wird die beim Erkalten fest werdende Masse in den vordern Raum *B* gekrückt und hier so lange erhitzt,

Fig. 40.



bis der Rest von Wasser und Salzsäure ausgetrieben ist. Die als Nebenprodukt sich bildende Salzsäure wird, damit sie nicht beim Austritt aus dem Schornstein in dem Wasserdampf der Luft sich verdichte und die Vegetation der um-

liegenden Gegend zerstöre, im Schornstein durch niedertröpfelndes Wasser verdichtet. Das meiste schwefelsaure Natron, besonders das zur Sodafabrikation (s. u. p. 166.) jetzt so reichlich angewendete, wird auf diese Weise dargestellt. Man gewinnt es aufserdem noch als Nebenproduct bei der Salmiakfabrikation und der Salpetersäuredarstellung aus Chilisalpeter. — Das schwefelsaure Natron ist ein in Wasser leicht lösliches, farbloses Salz, welches bei gewöhnlicher Temperatur mit 10 At. (55,8 p. C.) Wasser krystallisirt, bei + 36⁰ und darüber wasserfrei. Seine Löslichkeit ist am gröfsten bei + 33⁰ (322 Th. in 100 Th. Wasser). Die wasserhaltigen Krystalle verwittern an trockner Luft, schmelzen bei + 33⁰ in ihrem Krystallwasser und verlieren dieses bei höherer Temperatur ganz. Es findet in der Soda- und Glasfabrikation Anwendung, aufserdem in der Medicin und hat den Trivialnamen **Glaubersalz** (Sal mirabile Glauberi). Es schmeckt bitter.

Eigenschaften. $\dot{Na}\dddot{S} + 10\dot{H}$. Glaubersalz.

§. 305. Saures schwefelsaures Natron, $\dot{Na}\dddot{S} + \dot{H}\dddot{S} + 2\dot{H}$, bildet sich auf ähnliche Weise wie das Kalisalz und hat ähnliche Eigenschaften.

$\dot{Na}\dddot{S} + \dot{H}\dddot{S} + 2\dot{H}$.

§. 306. **Schwefligsaures Natron** entsteht bei der Sättigung einer Lösung von kohlensaurem Natron durch schweflige Säure. Es scheidet sich in Krystallen $\dot{Na}\ddot{S} + 10\dot{H}$ aus, die verwittern und zugleich Sauerstoff aufnehmen. Seine Lösung, mit Schwefel gekocht, ändert sich unter Schwefelaufnahme in unterschwefligsaures Natron um ($\dot{Na}\ddot{S}$ und $S = \dot{Na}\ddot{\bar{S}}$). Es kommt ein Salzgemenge im Handel unter dem Namen **Antichlor** vor, dessen wirksamer Bestandtheil schwefligsaures und unterschwefligsaures Natron sind. Das Antichlor dient dazu, um einen Ueberschufs von Chlor, der bei manchen technischen Operationen in Flüssigkeiten enthalten ist, wegzunehmen.

Schwefligsaures Natron, $\dot{Na}\ddot{S} + 10\dot{H}$. Antichlor.

§. 307. **Kohlensaures Natron** kommt in einer bedeutenden Anzahl von Mineralwässern gelöst und in manchen Ländern krystallinisch ausgewittert vor. In Ungarn z. B.

Kohlensaures Natron, $\dot{Na}\ddot{C}$.

Vorkommen der Soda.

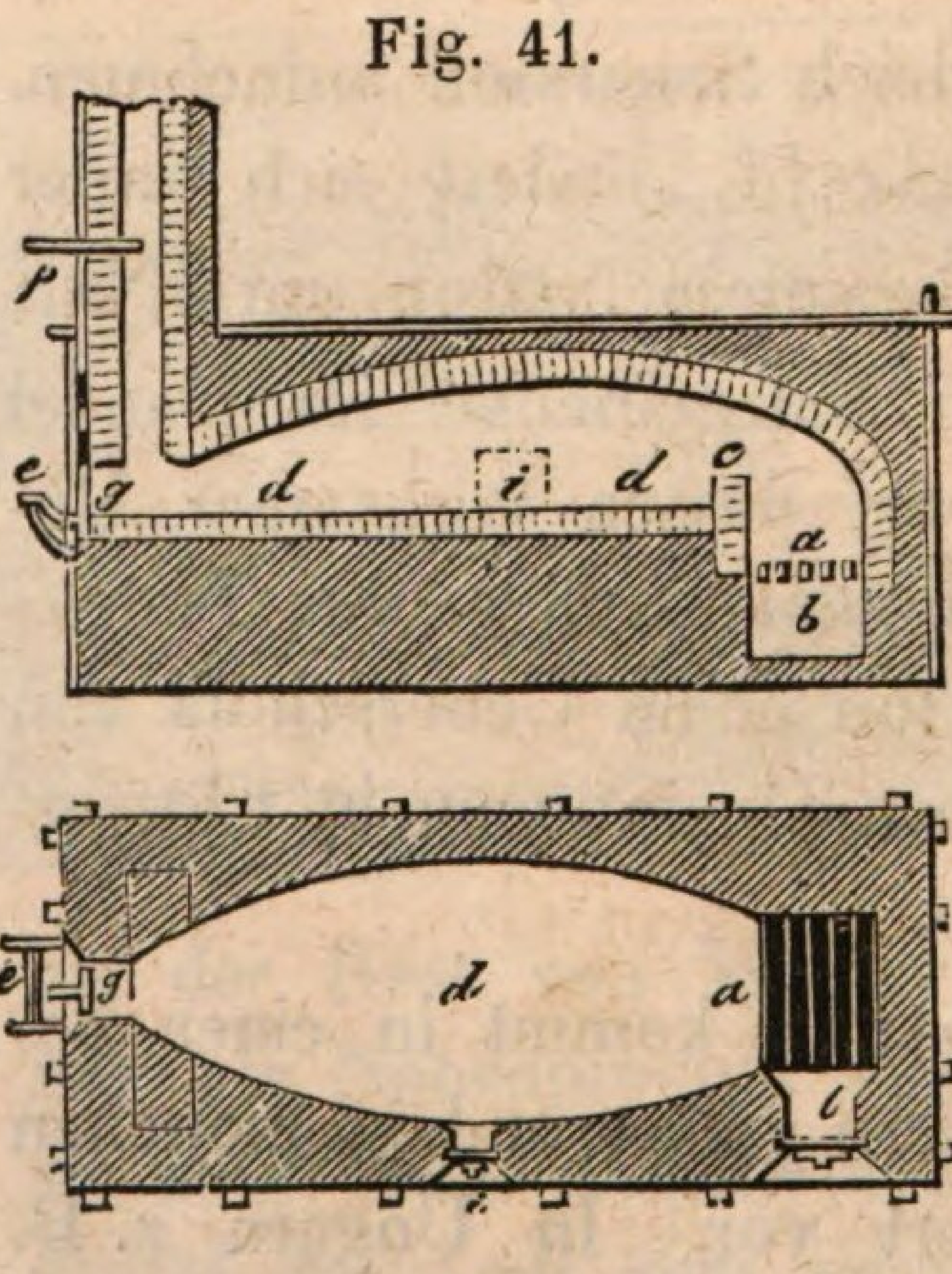
werden in dem Gebiet zwischen Theiſs und Donau jährlich groſse Mengen gesammelt und in den Handel gebracht (Debrecziner Soda). In Aegypten, in der Araxasebene und in Mexico sind Seen, auf deren Oberfläche und Grunde sich Salzkrusten von kohlensaurem Natron, mit schwefelsaurem und andern Natronsalzen gemengt, absetzen. Es finden sich ferner in den Seestrandpflanzen überwiegend Natronsalze, und bei der Einäscherung dieser Pflanzen entsteht neben den übrigen Salzen kohlensaures Natron. Diese Pflanzenaschen, welche hauptsächlich durch Verbrennung von *Salicornia* und *Salsola*-Arten in Gruben gewonnen werden, kommen als geschmolzene oder zusammengesinterte Massen im Handel vor und heiſsen natürliche Soda. Diese wird besonders in Spanien (Barilla- oder Alicante-Soda), in Frankreich um Narbonne (Salicor) und bei Aigues mortes und Frontignan (Blanquette) dargestellt. Die beste dieser Sodaarten enthält nur bis 30 p. C. kohlensaures Natron; da aber der Verbrauch dieses Salzes jetzt so groſs ist, daſs die Ausbeute desselben aus der natürlichen Soda den Verbrauch nicht deckt, so stellt man es in weit gröſsern Mengen künstlich dar.

Gewinnung aus Pflanzenaschen. Natürliche Soda.

Darstellung der künstlichen Soda.

§. 308. Die künstliche Soda erhält man durch Glühen eines Gemenges von schwefelsaurem Natron (s. §. 304.), kohlensaurer Kalkerde (Kreide) und Kohle. Ein Gemisch von 100 Th. trocknem schwefelsauren Natron, 100 Th. Kreide und 55 Th. Kohle wird auf der Sohle *d* eines Flammenofens (Fig. 41.) erhitzt, während es schmilzt so lange umgerührt, bis kein Kohlenoxyd mehr entweicht und die geschmolzene Masse mit warmem Wasser (von $+40^0$) ausgelaugt. Die Laugen, zur Trockne gedampft, liefern ein unreines, zur Krystallisation gedampft ein ziemlich reines

Fig. 41.



kohlensaures Natron, welches nur noch einmal umkrystallisirt wird. Die Krystalle werden erhitzt, um das Krystallwasser zu entfernen und so in den Handel gebracht. Die aus dem Ofen genommene geschmolzene Masse besteht aus kohlensaurem Natron, Schwefelcalcium + Kalkerde, etwas Schwefelnatrium und Kohle, auch ist oft etwas unzersetztes schwefelsaures Natron und Kochsalz beigemengt: 2. $\dot{N}a\dddot{S}$ und $8\,C = 2\,\acute{N}a$ und $8\,\dot{C}$; $2\,\acute{N}a$ und $3\,\dot{C}a\ddot{C} = 2\,\dot{N}a\ddot{C}$, $(\acute{C}a^2 + \dot{C}a)$ und $\ddot{C}$.

§. 309. Das kohlensaure Natron zeigt sich bisweilen in feinen Krystallnadeln ausgewittert an Mauern, deren Mörtel oder andere Bestandtheile Kochsalz enthielten. Es entsteht durch Einwirkung von Kalkerde ($\dot{C}a$) auf Kochsalz ($Na\,Cl$) Natron und dieses zieht Kohlensäure aus der Luft an ($Na\,Cl$ und $\dot{C}a = Ca\,Cl$ und $\dot{N}a$). Diese Auswitterung wird gewöhnlich mit dem Namen M a u e r s a l p e t e r bezeichnet, weil man das Auswittern des Salpeters aus alten Mauern früher beobachtet hatte und jede Salzauswitterung für Salpeter hielt. Mauersalpeter.

§. 310. Das reine kohlensaure Natron erhält man in farblosen Krystallen bei gewöhnlicher Temperatur mit 10 Atomen Wasser oder 62,8 p. C., $\dot{N}a\ddot{C} + 10\,\dot{H}$, bei höherer mit weniger Wasser. Es verwittert schnell, löst sich leicht in Wasser und hat einen milden alkalischen Geschmack. Bei der Rothgluth schmilzt es, ohne Kohlensäure zu verlieren. Es wird vielfältig angewandt in den Gewerben und der Pharmacie; in der Feuerwerkerei benutzt man es zur Verfertigung gelber Feuersätze. Eigenschaften des kohlensauren Natrons.

§. 311. A n d e r t h a l b - k o h l e n s a u r e s N a t r o n, $\dot{N}a^2\ddot{C}^3 + 4\,\dot{H}$ findet sich in Aegypten als Rückstand ausgetrockneter Seen und wird *Trona* genannt. Es ist luftbeständig. $\dot{N}a^2\ddot{C}^3 + 4\,\dot{H}$.

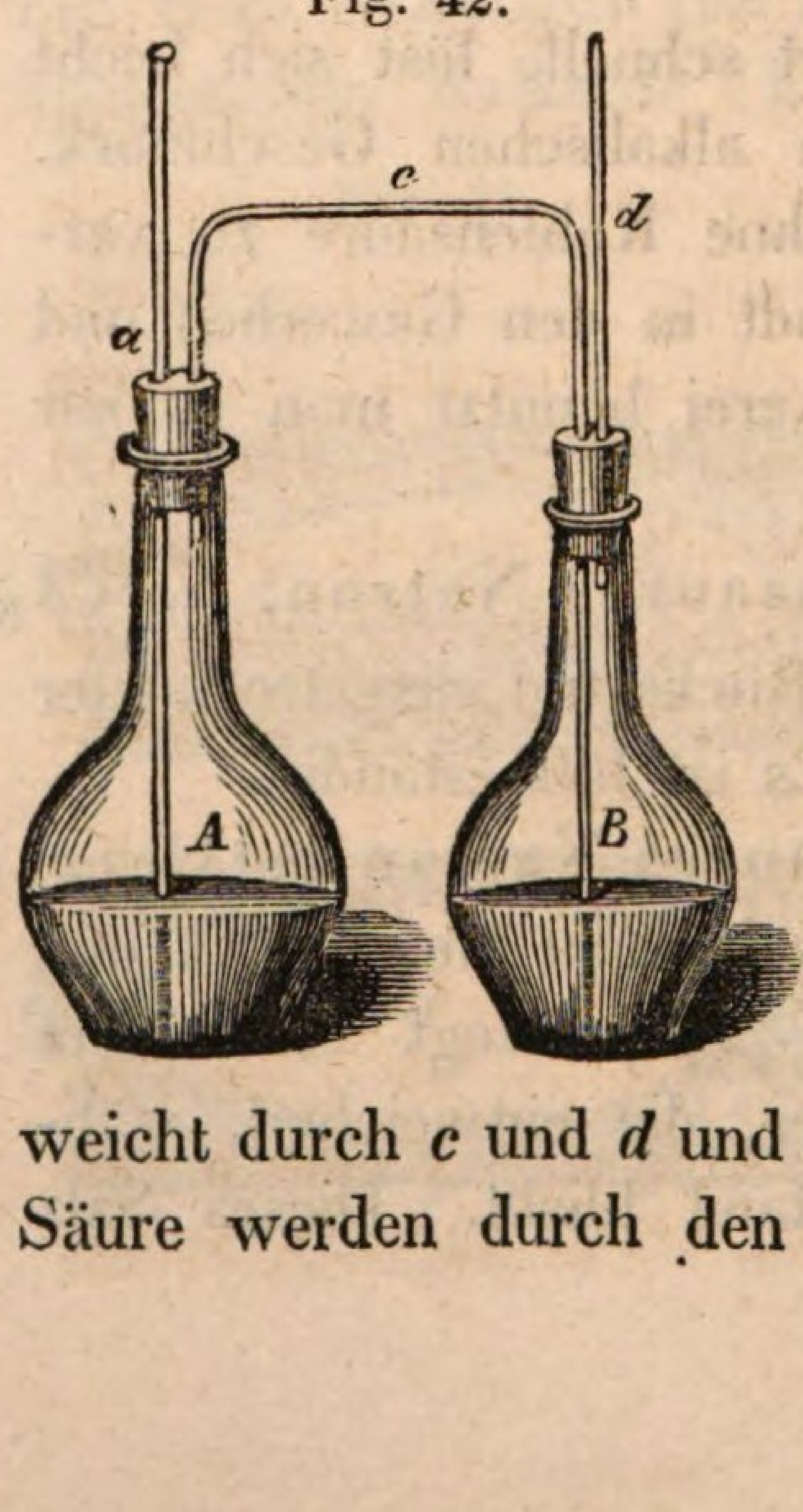
§. 312. Z w e i f a c h - k o h l e n s a u r e s N a t r o n sind kleine, farblose Krystalle von schwach alkalischem Geschmack und geringer Löslichkeit in Wasser. Es zerlegt sich beim Glühen in Kohlensäure und Wasser, die entweichen, während das neutrale Salz im Rückstand bleibt. Dieses Salz $\dot{N}a\ddot{C} + \dot{H}\ddot{C}$.

ist ein gewöhnlicher Bestandtheil der sogenannten Brausepulver.

Alkalimetrische Bestimmung der Soda.

§. 313. Bei der häufigen Anwendung des kohlensauren Natrons ist die Soda oft ein Gegenstand alkalimetrischer Prüfung. Diese wird entweder wie bei der Pottasche (s. ob. §. 279.) ausgeführt oder durch Ermittelung des Gewichtsverlustes, den die mit Schwefelsäure behandelte Soda erleidet. In beiden Methoden ist zu berücksichtigen, dafs die Soda oft Schwefelnatrium und in Folge von dessen Oxydation unterschwefligsaures und schwefligsaures Natron enthalten kann, welche beide durch Schwefelsäure zersetzt werden und ein unrichtiges Resultat verursachen können. Um dies zu vermeiden werden, zur Anstellung der alkalimetrischen Probe auf die bei der Pottasche erwähnte Weise, das schwefligsaure und unterschwefligsaure Natron in der zu prüfenden Soda durch Glühen derselben mit chlorsaurem Kali in schwefelsaures Natron verwandelt und der Procentgehalt dieser Probe mit dem einer andern verglichen, die mit unveränderter Soda angestellt wurde. Die Differenz beider ist der Gehalt an Schwefelnatrium, schwefligsaurem oder unterschwefligsaurem Natron. Soll der Natrongehalt durch den Gewichtsverlust der Kohlensäure gefunden werden, so wird zu der concentrirten Lösung einer abgewogenen Menge Soda in dem Kolben *A* (Fig. 42.) etwas neutrales chromsaures Kali, in Wasser gelöst, zugefügt und an dem Rohr *d* gesogen, während *a* mit einem Wachspfropfen verstopft ist. Läfst man alsdann Luft durch *d* in den Kolben *B* hineintreten, so wird die hier befindliche Schwefelsäure in *A* gedrückt. Kohlensäure entweicht durch *c* und *d* und die schweflige oder unterschweflige Säure werden durch den Sauerstoff des chromsauren Kalis

Fig. 42.



zu Schwefelsäure oxydirt, die nicht entweicht. Aus dem Gewichtsverlust wird der Gehalt der Soda an Natron oder kohlensaurem Natron berechnet. Wenn 4,84 Grm. Soda genommen werden, so zeigen jede 0,2 Gr. Verlust 1 p. C wasserfreies kohlensaures Natron an. Der Gehalt von Aetznatron wird aus einer besondern Probe ermittelt, die vorher mit kohlensaurem Ammoniak geglüht war, wodurch das Aetznatron in kohlensaures Salz umgewandelt wird.

Zweifach-borsaures Natron, $\dot{Na}\dddot{B}^2 + 10\dot{H}$. Borax.

§. 314. Zweifach-borsaures Natron findet sich in Siebenbürgen, der Tartarei und einigen Seen Tibets. Es kommt, mit einem fettigen Stoff verunreinigt, im Handel unter dem Namen Tinkal vor und wird durch Behandlung mit einer verdünnten Natronlösung, welche die fettige Substanz löst, gereinigt. Nach dem Auflösen und Abdampfen bilden sich beim Erkalten grofse Krystalle, $\dot{Na}\dddot{B}^2 + 10\dot{H}$, die unter dem Namen Borax verkauft werden. Jetzt stellt man auch aus der natürlichen Borsäure (s. o. §. 187.) und kohlensaurem Natron den Borax künstlich dar.

Eigenschaften.

Er bildet farblose Krystalle, die schwach verwittern, sich leicht in heifsem Wasser lösen, bei erhöhter Temperatur das Krystallwasser verlieren und zuletzt zu einer glasartigen Masse schmelzen. Die Lösung schmeckt süfslich und reagirt alkalisch.

Anwendung.

Borax ist besonders bei den Metallarbeitern sehr im Gebrauch, die ihn zum Löthen benutzen. Wenn nämlich zwei Metalle mit einander zusammengelöthet werden sollen, so mufs die Oxydschicht, die sich auf den meisten Metallen beim Liegen an der Luft bildet, weggenommen werden und dies geschieht durch Borax, welcher Metalloxyde beim Schmelzen auflöst und damit Doppelsalze bildet, die glasartig und leicht schmelzbar sind. Auch bei Löthrohrversuchen benutzt man den Borax zur Lösung von Metalloxyden.

Phosphorsaures Natron.

§. 315. cPhosphorsaures Natron, $(\dot{Na}^2 + \dot{H})\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P} + 24\dot{H}$, wird durch Sättigen der Phosphorsäure mit kohlensaurem Natron erhalten. Es bildet farblose Krystalle, die beim Verwittern ein Drittel ihres Wassergehalts verlieren und in kaltem Wasser sich ziemlich leicht lösen. Die 24 At. Krystall-

wasser können bei 100° entfernt werden, das letzte Atom, was die Stelle einer Basis vertritt, erst bei einer viel höhern Temperatur. Die Auflösung des Salzes fällt Silbersalze gelb ($\dot{A}g^3 c\overset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot\cdot}{P}}$).

Kieselsaures Natron.

§. 316. Kieselsaures Natron bildet in gewissen Verhältnissen seiner Bestandtheile ein Wasserglas, wie das Kalisalz. Mit Ueberschufs von Kieselsäure dargestellt und mit andern kieselsauren Salzen in Verbindung wird es häufig zur Fabrikation des Glases, namentlich des Spiegelglases benutzt (s. u. Glasfabrikation). Doppelsalze desselben finden sich namentlich im Mineralreich sehr häufig (s. o. §. 296.).

§. 317. Unter den Haloïdsalzen des Natriums ist das wichtigste das

Chlornatrium, Na Cl. Vorkommen.

Chlornatrium, das Kochsalz. Es findet sich äufserst verbreitet theils in grofsen Ablagerungen in fester Gestalt und heifst dann Steinsalz, theils gelöst im Wasser weniger Quellen (Salzsoolen) und im Meerwasser. Dargestellt wird das Kochsalz entweder durch Verdampfen seiner Lösungen (des Meerwsssers und der Salzsoolen) oder man gewinnt es, wo sich grofse Lager (wie in Cardona, Wieliczka und anderwärts) finden (als Steinsalz), bergmännisch durch Losschlagen und Heraufschaffen gröfserer Stücke, die, wenn sie rein genug sind, als solche in den Handel kommen, sonst in Wasser gelöst und durch Abklären und Krystallisation gereinigt werden. Das Steinsalz ist häufig gefärbt, bald roth, bald blau und braun, und wird durch Auflösen und Klären farblos erhalten. Bisweilen werden Steinsalzlager nicht durch bergmännischen Abbau ausgebeutet, sondern man bohrt ein Loch bis zu dem Lager, leitet — wenn sich keine unterirdischen Wasserzuflüsse von selbst einstellen — einen Bach in das Bohrloch, pumpt die gebildete künstliche Salzsoole in die Höhe und verarbeitet sie wie die nicht selten zufällig sich bildenden Lösungen des Kochsalzes (die natürlichen Soolen). Diese Lösungen enthalten aufser Kochsalz noch mehre andere Salze, wie schwefelsaures Natron, schwefelsaure Kalkerde, Chlormagnesium, kohlensaures Eisenoxydul

[Randnotizen: Gewinnung des Steinsalzes. — Gewinnung des Kochsalzes aus Salzsoolen.]

u. a. m. Wenn eine Auflösung von Kochsalz in 100 Th. 22—25 Th. Salz enthält, so wird unmittelbar eingedampft und das dabei in Krystallen ausgeschiedene Salz gewonnen; wenn sie aber weniger Salz enthält, so wird ihr zuvor, um Brennmaterial zu ersparen, eine gröfsere Quantität Wasser entzogen und dies geschieht in den Gradirwerken durch Verdunsten vermittelst des Luftzugs. Zwischen hölzernen Gerüsten sind Dornenwellen aufgeschichtet, über deren Oberfläche beim Heruntertröpfeln die Salzsoole sich verbreitet und also eine grofse Oberfläche dem Luftzug darbietet; sie verliert dabei einen Theil Wasser und einen Antheil anderer Salze, die zugleich mit dem Kochsalz im Wasser gelöst waren, namentlich Gyps (schwefelsaure Kalkerde) und Eisenoxyd. Das Wasser (und zugleich etwas von den darin gelösten Salzen) wird durch den Luftstrom fortgeführt und der Gyps und das Eisenoxyd setzen sich auf den Dornen ab und bilden den *Dornenstein*. Wenn durch genügendes Gradiren eine Salzsoole die gehörige Concentration erlangt hat (wenn sie siedewürdig ist), so wird sie in Pfannen von Eisenblech in dem Siedehause abgedampft, bis auf der Oberfläche sich kleine Krystalle ausscheiden. Dann läfst man bei verminderter Heizung die Krystallisation vor sich gehen, krückt die Krystalle aus der Pfanne heraus und läfst die Lauge, aus der sie sich abscheiden, abtropfen. Die Krystalle werden in warmen Räumen auf Hürden getrocknet, die Lauge aber wird mit neuer Soole wieder verdampft und zuletzt erhält man eine Flüssigkeit, aus der mit Vortheil kein Kochsalz mehr zu erhalten ist (die Mutterlauge). Aus ihr gewinnt man Glaubersalz und bei manchen Salinen auch Brom (z. B. in Kreuznach), denn es ist darin Bromnatrium enthalten.

Gradiren der Soole. Dornenstein. Versieden der Soole. Mutterlauge.

§. 318. Während des Einkochens in den Pfannen setzt sich auf dem Boden der letztern eine feste Salzmasse ab, — der Pfannenstein — welche Glaubersalz, Gyps und Kochsalz enthält. Sie wird auf Darstellung von schwefelsaurem Natron (s. o. p. 164.) benutzt und der Rest, vornämlich aus Gyps bestehend, als Düngesalz verkauft; denn für viele

Pfannenstein. Düngesalz.

Bodenarten ist schwefelsaure Kalkerde ein wesentliches Verbesserungsmittel.

Beimengungen des Kochsalzes.

§. 319. Das aus den Soolen dargestellte Kochsalz ist nie ganz rein, es enthält namentlich häufig Chlormagnesium, weſshalb es aus der Luft Feuchtigkeit anzieht und einen bitterlichen Beigeschmack hat. Von dieser Beimengung kann es durch Glühen, Wiederauflösen und Abdampfen befreit werden.

Gewinnung des Kochsalzes aus Meerwasser.

§. 320. Aus dem Meerwasser wird nur in heiſsen oder sehr kalten Klimaten Kochsalz gewonnen, in erstern durch Verdunstung vermittelst der Luftwärme, in letztern durch Gefrieren der Lösung. Es gefriert nämlich nur das süſse Wasser und läſst eine concentrirte Lösung aller Salze, die sich im Meereswasser befinden, zurück, und aus dieser wird dann durch Eindampfen das Salz gewonnen. So z. B. im nördlichen Ruſsland. An der südlichen und westlichen Küste Frankreichs, in Portugal bei St. Uebes und in Spanien wird das bei der Fluthzeit auf das Land getretene Meerwasser durch Schleusen in flachen Gruben *(marais salans)* zurückgehalten und wenn die Sonne das Wasser nach und nach verdunstet hat, schaufelt man den Salzrückstand zusammen und läſst ihn, mit Binsen bedeckt, an der Luft völlig trocknen.

Eigenschaften des Chlornatriums.

§. 321. Reines Chlornatrium, welches man auch durch Sättigen von Salzsäure mit kohlensaurem Natron erhält, krystallisirt in farblosen Würfeln, die meist treppenförmig an einander gereiht sind. Bei gewöhnlicher Temperatur erhalten ist es wasserfrei, bei — 10° krystallisiren aus einer Lösung sechsseitige Prismen, die 4 Atome Wasser enthalten; die Verwandtschaft dieses Wassers zum Salz ist jedoch so schwach, daſs die Krystalle dasselbe bei einer geringen Temperaturerhöhung selbst unter Wasser wieder abgeben. Es ist in kaltem und heiſsem Wasser gleich gut auflöslich, eine gesättigte Lösung enthält 27 p. C. Salz, sie schmeckt stark salzig. In schwacher Rothgluth schmilzt das Kochsalz, bei höherer Temperatur verflüchtigt es sich. Die Anwendung des Chlornatriums als Küchensalz ist hinreichend bekannt,

$NaCl + 4\dot{H}$.

sie findet aber auch zu vielen andern chemischen Zwecken (s. Salzsäuredarstellung u. a.) statt.

§. 322. Jodnatrium ist in manchen Strandpflanzen und Fucus-Arten enthalten und diese werden Behufs der Jodgewinnung eingeäschert. In der Normandie heifst diese Asche *Varec*-Soda, in Ireland und Schottland ***Kelp***. Sie besteht aus wenig kohlensaurem Natron, viel schwefelsaurem Kali und Natron, welche durch Krystallisation aus dem auflöslichen Theile der Asche abgeschieden werden, und aus Jodnatrium, welches in der Mutterlauge gelöst bleibt. Aus dieser wird durch Zusatz von Schwefelsäure und Braunstein das Jod abdestillirt (s. §. 82.). Reines Jodnatrium wird wie Jodkalium dargestellt und hat in seinen physikalischen Eigenschaften viel Aehnlichkeit mit diesem und mit dem Chlornatrium. **Jodnatrium, Na J.**

§. 323. Die Schwefelverbindungen des Natriums, welche denen des Kaliums an Zahl wohl kaum nachstehen, sind noch wenig untersucht. **Schwefelnatrium.**

Einfach-Schwefelnatrium wird wie die entsprechende Kaliumverbindung dargestellt. Es kann aus seiner wässerigen Lösung in farblosen Krystallen, $\acute{N}a + 9\dot{H}$, erhalten werden. Mit Schwefelwasserstoff bildet es ein Schwefelsalz. Ueberhaupt ist es die Basis mehrer Schwefelsalze. **Einfach-Schwefelnatrium, Na S.**

3. Lithium (Li = 81,7).

§. 324. Dieses Metall findet sich als Oxyd (Lithion), mit Kieselsäure oder Phosphorsäure verbunden, in einigen seltenen Mineralien, z. B. im ***Lepidolith*** (Lithionglimmer), ***Triphyllin, Petalit***, und ***Spodumen***. **Vorkommen.**

§. 325. Man stellt das Lithium aus dem Oxyd mit Hülfe eines elektrischen Stroms wie Kalium dar. **Darstellung.**

§. 326. Es ist noch wenig gekannt, da es noch nicht, wie Kalium oder Natrium, mit Kohle hat reducirt werden können. **Eigenschaften.**

§. 327. Lithionhydrat ist schwer löslich in Wasser und reagirt alkalisch. Es gleicht in seinen Eigenschaften überhaupt dem Kali und Natron, weicht aber von ihnen **Lithionhydrat, Li Ḣ.**

darin ab, dafs es keine Feuchtigkeit aus der Luft anzieht und dafs seine Verbindung mit Kohlensäure wenig löslich in Wasser ist.

Die Lithionsalze. §. 328. Die Lithionsalze sind daran erkenntlich, dafs in ihren Lösungen durch phosphorsaures Natron ein schwer löslicher Niederschlag, phosphorsaures Natron-Lithion, entsteht und dafs die trocknen Salze die Flamme brennenden Alkohols oder des Löthrohrs purpurroth färben. Sie würden daher zu rothen Feuersätzen anwendbar sein, wenn sie wegen ihrer Seltenheit nicht zu theuer wären.

4. Ammonium (?) Ammoniakverbindungen.

Das Radical der Ammoniaksalze. §. 329. Das oben (§. 44.) erwähnte Ammoniak, in Wasser gelöst, liefert bei Zusatz von Sauer- oder Wasserstoffsäuren zu dieser Lösung eine Reihe von salzartigen Körpern, welche den Kalium- und Natriumsalzen so ähnlich sind, dafs man in ihnen, wie in diesen, ein Radical annimmt, welches in den Sauerstoffsalzen mit 1 Atom Sauerstoff verbunden, die Basis bildet, mit den Haloïden aber direct zu Haloïdsalzen sich vereinigt. Dieses Radical besteht aus NH^4, hat aber bisher noch nicht isolirt dargestellt werden können.

Darstellung des Ammoniums. Man erhält es nur in Verbindung mit Quecksilber, wenn dieses mit Ammoniakflüssigkeit übergossen und mit dem negativen Pol einer elektrischen Säule in Verbindung gebracht wird, während man den positiven Pol in das Ammoniak taucht, oder durch Zersetzung des Natriumamalgams mit einer Salmiaklösung. Das Quecksilber schwillt zu einer breiähnlichen Masse auf, welche aber bald wieder zusammenfällt, während sich Ammoniakgas und Wasserstoff entwickeln, und zwar auf je 1 Aequiv. NH^3 1 Aequiv. H; es ist also in jenem Amalgam das Quecksilber mit einem Körper verbunden, der aus NH^4 besteht, sich aber sogleich zersetzt, sobald er vom Quecksilber sich trennt. Dieses Radical ist Ammonium genannt worden, seine Sauerstoffsalze müfsten also nach Analogie der andern Metallsalze Ammoniumoxydsalze heifsen

und die Basis derselben $\dot{N}H^4$ geschrieben werden. Sie werden aber meistentheils, wie auch die Haloïdsalze des Ammoniums, mit dem gebräuchlicheren Namen „Ammoniaksalze" bezeichnet. Man kann auch die Basis in den Sauerstoffsalzen des Ammoniaks als bestehend aus Ammoniak und Wasser $NH^3 + \dot{H}$ sich vorstellen, dann nennt man sie Ammoniakhydrat und schreibt sie $NH^3\dot{H}$, z. B. schwefelsaures Ammoniak $\dot{N}H^4\dddot{S}$ oder $NH^3\dot{H}\dddot{S}$; Chlorammonium NH^4Cl oder NH^3HCl (Chlorwasserstoff-Ammoniak).

Ammoniak und wasserfreie Säuren.

§. 330. Das Ammoniak, NH^3, kann mit wasserfreien Säuren zwar krystallinische Verbindungen eingehen, diese aber verhalten sich anders als die Salze der fixen Alkalien und verwandeln sich erst in solche, wenn sie mit Wasser in Berührung kommen. Es gehört daher zur wesentlichen Zusammensetzung der Ammoniak-Sauerstoffsalze aufser der Säure und NH^3 noch 1 Aeq. Wasserstoff und 1 Aeq. Sauerstoff, welche durch keine erhöhte Temperatur entfernt werden können, ohne das Salz zu zersetzen. Eben so gehört zur Zusammensetzung der Ammoniak-Haloïdsalze aufser NH^3 noch 1 Aeq. Wasserstoff, denn ein Haloïd mit NH^3 in Berührung gebracht, zersetzt dieses unter Abscheidung von Stickstoff. Mit den Wasserstoffsäuren, in denen jenes 1 Aeq. Wasserstoff vorhanden ist, verbindet sich NH^3 direct zu Haloïdsalzen.

Die Ammoniakflüssigkeit.

§. 331. Die Auflösung des Ammoniakgases in Wasser, deren Darstellung und Eigenschaften oben (§. 44.) angeführt sind, kann als die Lösung des Oxyds jenes unbekannten metallähnlichen Radicals NH^4 betrachtet werden; denn sie verhält sich sowohl gegen Säuren als auch gegen eine grofse Menge von andern Metallsalzen wie die wässerigen Lösungen der Alkalien. Die Verwandtschaftskraft des in dieser Lösung enthaltenen Oxyds zu den Säuren ist nur wenig geringer als die der Alkalien und alkalischen Erden und es werden daher durch seine Lösung eine grofse Anzahl Metalloxyde aus ihren Verbindungen mit Säuren ausgeschieden. Die Lösung des

Ammoniaks in Wasser hat den eigenthümlichen Geruch des Ammoniaks, reagirt stark alkalisch, schmeckt scharf und wirkt auf thierische Substanzen wie schwache Kalilauge. Sie läfst schon bei gewöhnlicher Temperatur und noch mehr beim Erhitzen Ammoniakgas entweichen, indem ihr Kochpunkt und ihr spec. Gewicht steigen. Eine bei niedriger Temperatur gesättigte Lösung erstarrt bei — 40° zu einer Masse glänzender nadelförmiger Krystalle.

Salze des Ammoniaks.

§. 332. Die Salze des Ammoniaks sind meist farblos, krystallisirbar und alle in erhöhter Temperatur flüchtig, theils unzersetzt (wie z. B. Salmiak) theils zersetzt (wie das schwefelsaure Ammoniak). In Lösungen sind sie leicht erkennbar an dem stechenden Geruch, welcher sich bei Zusatz von Kali zu der kochenden Lösung verbreitet und an dem gelben Niederschlag, den Platinchlorid in ihnen hervorbringt.

Kohlensaures Ammoniak.

§. 333 Kohlensaures Ammoniak ist dasjenige Salz, aus welchem fast alle andern Ammoniaksalze dargestellt werden. Es bildet sich bei der Fäulnifs und trocknen Destillation thierischer Substanzen. Die gewöhnlichste Bereitungsweise desselben ist folgende:

Darstellung desselben aus thierischen Substanzen,

Knochen [z. B. Hirschhorn *)], Haut, Haare, wollene Lumpen, Hornabfälle werden in eisernen Cylindern bis zur Rothgluth erhitzt. Dabei bildet sich ein schwerflüchtiger ölartiger Körper, der in einem über den Cylindern angebrachten Kasten sich verdichtet, wieder in die Cylinder zurückfliefst und hier zersetzt wird, und Wasser, welches nebst andern Ammoniaksalzen kohlensaures gelöst enthält und in Tonnen sich findet, die durch ein Rohr mit den Cylindern in Verbindung stehen. In letztern bleibt eine stickstoffhaltige Kohle zurück, die in Zucker- und Blutlaugensalzfabriken angewendet wird. Um aus der Lösung das kohlensaure Ammoniak in fester Gestalt zu erhalten, wird dieselbe, nachdem das etwa mit übergegangene Oel abgeschöpft ist, eingedampft und die zurückbleibende braune Salzmasse, mit Kohle gemengt, der Sublimation unterworfen, und wenn das

*) Daher der Name spiritus cornu cervi.

Salz nicht das erste Mal hinreichend weiſs erhalten wird, wird die Sublimation wiederholt. Man stellt auch das kohlensaure Ammoniak dar durch Erhitzen eines Gemenges von Salmiak (s. u. §. 343.) und kohlensaurer Kalkerde in gläsernen oder eisernen Kolben, an welche gläserne Vorlagen befestigt sind, in denen das sublimirte kohlensaure Ammoniak sich ansetzt. — Das so dargestellte Salz besteht in der Regel aus anderthalb kohlensaurem Ammoniak $(NH^3\dot{H})^2\ddot{C}^3$; es ist eine weiſse krystallinische Masse, die stark nach Ammoniak riecht, an der Luft Kohlensäure und Ammoniak verliert und sich in zweifach-kohlensaures Ammoniak verwandelt. Es findet in der Chemie vielfache Anwendung und dient häufig zur Darstellung anderer Ammoniaksalze.

aus NH^3HCl und $\dot{Ca}\ddot{C}$.

Eigenschaften. $(NH^3\dot{H})^2\ddot{C}^3$.

§. 334. Kohlensaures Ammoniak ist auch in den flüssigen Destillationsprodukten der Steinkohlen und im gefaulten Urin, in welchem es sich durch Zersetzung des Harnstoffs (s. u.) bildet, enthalten. Diese Lösungen aber können zur Darstellung des festen kohlensauren Ammoniaks nicht zweckmäſsig direct verwendet werden, weſshalb man sie zur Darstellung anderer Ammoniaksalze, besonders des schwefelsauren Ammoniaks und des Salmiaks benutzt.

Verwendung der Destillationsprodukte der Steinkohlen und des gefaulten Urins.

§. 335. Neutrales kohlensaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\ddot{C}$, ist bis jetzt noch nicht in fester Gestalt bekannt, aber in Wasser gelöst erhält man es, wenn man die Lösung des anderthalb kohlensauren Salzes eine Zeitlang erhitzt. Bei zu lange fortgesetztem Kochen entweicht wieder Ammoniak aus dem neutralen Salz.

$NH^3\dot{H}\ddot{C}$.

§. 336. Zweifach-kohlensaures Ammoniak kommt bisweilen in groſsen Massen in Guanolagern *) an der Westküste Patagoniens vor. Es bildet sich aus dem anderthalb kohlensauren Ammoniak und kann gut krystallisirt, $NH^3\dot{H}\ddot{C} + \dot{H}\ddot{C}$,

Saures kohlensaures Ammoniak.

*) Guano oder Huano sind die Excremente von Seevögeln, die sich in groſsen Lagern an der Westküste Südamerikas und in Afrika finden.

erhalten werden. Es riecht nicht nach Ammoniak und verliert beim Kochen mit Wasser Kohlensäure.

Schwefelsaures Ammoniak. $NH^3\dot{H}\dddot{S}$.

§. 337. Schwefelsaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\dddot{S}$, bildet sich durch Vereinigung der Schwefelsäure mit Ammoniak, oder bei der Sättigung der wässerigen Flüssigkeit von der Destillation thierischer Substanzen oder der Steinkohlen (s. §. 65. u. §. 333.) mit Schwefelsäure. Es wird aus der Lösung in Krystallen erhalten, die bei erhöhter Temperatur schmelzen und in gesteigerter Hitze sich zersetzen. Man wendet dieses Salz an zur Darstellung des kohlensauren Ammoniaks ($NH^3\dot{H}\dddot{S}$ und $\dot{C}a\ddot{C} = \dot{C}a\dddot{S}$ und $NH^3\dot{H}\ddot{C}$), des Ammoniakalauns (s. u. Thonerde), des Salmiaks und bisweilen des Ammoniaks.

Wasserfreie Schwefelsäure und wasserfreies Ammoniak.

§. 338. Wasserfreie Schwefelsäure und wasserfreies Ammoniak (NH^3) verbinden sich zu einer salzähnlichen Masse, die aber in ihrem Verhalten gegen Barytsalze von dem eben erwähnten schwefelsauren Ammoniak verschieden ist und in dieses erst übergeht, wenn sie lange Zeit mit Wasser in Berührung war oder darin gekocht wird. Sie besteht aus 1 At. NH^3 und 1 At. $\dddot{S}$, der Sauerstoff ist aber darin nicht mit dem Schwefel zu Schwefelsäure vereinigt, sondern die Elemente der Verbindung sind anders gruppirt.

Salpetersaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N} + \dot{H}$.

§. 339. Salpetersaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N} + \dot{H}$, wird durch directe Vereinigung der beiden Bestandtheile des Salzes dargestellt. Die Krystalle, welche sehr leicht löslich sind, ziehen Wasser aus der Luft an. Beim Erhitzen zerlegen sie sich in Stickoxydul und Wasser. Es findet sich in geringen Mengen im Regenwasser und unter den Salzen, die bei der künstlichen Salpetererzeugung in den Erdhaufen der Salpeterplantagen vorkommen.

Chlorsaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$.

§. 340. Chlorsaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$, ebenfalls auf directe Weise dargestellt, bildet nadelförmige farblose Krystalle, die im trocknen Zustande gelb werden und von selbst mit grofser Heftigkeit explodiren, indem sich wahrscheinlich Chlorstickstoff bildet.

Phosphorsau-

§. 341. Phosphorsaures Natron-Ammoniak ($\dot{N}a$

$+ NH^3\dot{H} + \dot{H}) \dddot{P} + 8\dot{H}$, wird zu Löthrohrversuchen, wie Borax, angewendet. res Ammoniak-Natron.

§. 342. Cyansaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\dot{C}y$, erhalten aus Zersetzung des Kaliumeisencyanürs (s. Eisensalze), ist besonders dadurch bemerkenswerth, dafs es durch blofses Sieden seiner wässerigen Lösung ohne Aenderung seiner Zusammensetzung, in einen Stoff umgewandelt wird, den der menschliche Körper täglich im Urin aussondert, in den Harnstoff, $C^2N^2H^4O^2$ ($= NH^3\dot{H}C^2NO$). Im reinen Zustande stellt der Harnstoff lange, prismatische, farblose Krystalle dar, dem Salpeter ähnlich an Gestalt und Geschmack, in Wasser und siedendem Alkohol leicht löslich, durch erhöhte Temperatur schmelzbar und unter Ammoniakentwickelung zersetzbar. In Wasser gelöst und mit ein wenig Schleim, Leim oder andern ähnlichen Körpern versetzt, zerlegen sich der Harnstoff und das Wasser und es entsteht kohlensaures Ammoniak ($C^2N^2H^4O^2$ und $4\dot{H} = C^2O^4N^2H^8O^2$ d.i. $2.NH^3\dot{H}\ddot{C}$). Diese Umwandlung findet nach kurzer Zeit in jedem Urin statt, daher der ammoniakalische Geruch desselben und die Anwendung gefaulten Urins zur Darstellung von Ammoniaksalzen (s. u. Salmiak).

Cyansaures Ammoniak, $NH^3\dot{H}\dot{C}y$.

Harnstoff.

§. 343. Chlorammonium, NH^3HCl, Chlorwasserstoff-Ammoniak, *Salmiak*. Dieses Salz wurde zuerst in Libyen aus dem Rufs von Kameelmist durch Erhitzen bereitet *). Jetzt wird es bei uns fabrikmäfsig bereitet, theils durch Vermischen der wässerigen Flüssigkeit von der Destillation der thierischen Substanzen (s. §. 333.) mit Salzsäure oder Chlorcalcium, Reinigung von dem braunen Farbstoff und Umkrystallisiren oder Sublimiren; theils aus dem faulenden Urin (s. oben), indem das kohlensaure Ammoniak desselben durch Zusatz von Gyps (schwefelsaurer Kalkerde $\dot{C}a\dddot{S}$) in kohlensaure Kalkerde und schwefelsaures Ammoniak zer-

Chlorwasserstoff-Ammoniak, NH^3HCl, Salmiak.

*) Von der Oase oder dem Tempel des Jupiter Ammon in Libyen hat dieses Land den Namen Ammonien ? und das obige Salz den Namen Sal ammoniacus erhalten.

legt wird. Wenn man letzteres mit Kochsalz abdampft, so krystallisirt zuerst Glaubersalz und Salmiak bleibt in Lösung ($NH^3\dot{H}\ddot{C}$ und $\dot{C}a\dddot{S} = NH^3H\dddot{S}$ und $\dot{C}a\ddot{C}$, $NH^3\dot{H}\dddot{S}$ und $NaCl = NH^3HCl$ und $\dot{N}a\dddot{S}$). Der hierauf durch Krystallisation erhaltene Salmiak wird getrocknet und alsdann der Sublimation unterworfen, oder umkrystallisirt als Salmiak in Zuckerhutform verkauft. Der sublimirte käufliche Salmiak hat meist die Form von concav-convexen Kuchen und ist eine zähe, krystallinisch faserige, durchscheinende Salzmasse, die sich schwer pulvern läfst. Reiner Salmiak krystallisirt in Octaëdern, die sich bei erhöhter Temperatur unzersetzt verflüchtigen ohne vorher zu schmelzen, schmeckt scharf salzig und löst sich leicht in kaltem und gleichen Theilen kochenden Wassers.

Er dient in der Regel zur Darstellung des kaustischen Ammoniaks (s. o.) und bei den Metallarbeitern zum Löthen von Zinn und Messingwaaren.

Schwefelverbindungen des Ammoniaks.

§. 344. Unter den Schwefelverbindungen des Ammoniums kennt man 3 gut characterisirte: das Einfach-, Fünffach- und Siebenfach Schwefelammonium.

Einfach-,

§. 345. Schwefelammonium, NH^4S, entsteht durch Zusammenleiten von Schwefelwasserstoff mit Ammoniakgas im Ueberschufs bei -18^0. Es ist eine krystallisirte, leicht zersetzbare Verbindung.

Fünffach-, Siebenfach-Schwefelammonium.

Fünffach-Schwefelammonium, NH^4S^5, und Siebenfach-Schwefelammonium, NH^4S^7, erhält man durch Sättigen von Wasser mit Ammoniak- und Schwefelwasserstoffgas abwechselnd und so lange bis sich Krystalle ausscheiden, die nachher durch erhöhte Temperatur wieder gelöst werden. In verschlossenen Gefäfsen scheiden sich dann orangefarbene Krystalle von NH^4S^5 aus, welche durch Verlust von Schwefelwasserstoff und Ammoniak in rubinrothe Krystalle von NH^4S^7 übergehen.

Schwefelwasserstoff-

§. 346. Von diesen Schwefelverbindungen ist das Einfach-Schwefelammonium eine starke Salzbasis und liefert

eine zahlreiche Menge Schwefelsalze, unter welchen das wichtigste das Ammoniak, NH^3HS+HS.

Ammoniumsulphhydrat, NH^3HS+HS, ist. Dieses Salz kann in farblosen Blättchen krystallisirt erhalten werden. Gewöhnlich bewahrt man seine wässerige Lösung unter dem Namen Schwefelwasserstoff-Ammoniak auf und benutzt sie als ein in der analytischen Chemie unentbehrliches Reagens. Es wird dargestellt durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in eine zur Hälfte verdünnte Ammoniakflüssigkeit, so lange bis letztere gesättigt ist. Anfangs ist die Flüssigkeit farblos, eine Zeit lang mit der Luft in Berührung wird sie gelblich, weil ein Theil Schwefel, durch Oxydation des Ammoniums aus der Verbindung abgeschieden, in dem übrigen unzersetzten Theil der Flüssigkeit sich löst. Sehr lange Zeit der Luft ausgesetzt, wird die gelbe Farbe intensiver, es scheidet sich dann Schwefel, oft in Krystallen, aus und zuletzt enthält die Lösung gar kein Schwefelwasserstoff-Ammoniak mehr.

Metalle der alkalischen Erden.

§. 347. In ihren physikalischen Eigenschaften sind die Metalle der alkalischen Erden denen der Alkalien ähnlich, aber sie unterscheiden sich durch höheren Schmelzpunkt. Einen wesentlichern Unterschied bieten jedoch ihre Oxyde und kohlensauren Salze dar. Die alkalischen Erden sind mit Ausnahme der Baryterde sehr wenig in Wasser löslich und die kohlensauren Salze derselben fast ganz unlöslich. Eigenschaften.

5. Barium (Ba = 855,3).

§. 348. Es findet sich im *Schwerspath* und *Witherit*, welche theils krystallisirt, theils in derben Massen vorkommen. Vorkommen.

§. 349. Man stellt das Barium mittelst der galvanischen Säule, ähnlich wie das Kalium dar. Darstellung.

Eigenschaften.

§. 350. Ein silberweifses Metall, dessen spec. Gewicht höher als das der concentrirten Schwefelsäure ist. Es zerlegt das Wasser und oxydirt sich darin schnell; hat zwei Oxydationsstufen: ein Oxyd und Superoxyd.

Bariumoxyd, $\dot{Ba}$. Baryterde.

§. 351. Baryterde, $\dot{Ba}$, Bariumoxyd, ist die Basis der meisten im Mineralreich vorkommenden Salze des Bariums. Es wird dieses Oxyd wasserfrei durch Glühen des salpetersauren Salzes (s. §. 355.) dargestellt, und ist ein grauweifses, erdiges Pulver, welches grofse Verwandtschaft zum Wasser und zur Kohlensäure hat, erst bei starker Weifsglühhitze schmilzt und sich nicht verflüchtigt. Sein spec. Gewicht ist 4, das höchste unter denen der Alkalien und alkalischen Erden. Es löst sich in Wasser und verbindet sich damit; aus der Lösung kann man Krystalle, $\dot{Ba} + 10\dot{H}$, erhalten, die durch erhöhte Temperatur alles Wasser bis auf 1 Atom verlieren, welches selbst durch die stärkste Hitze nicht zu entfernen ist. Die Krystalle, wie die Lösung derselben (das sogenannte Barytwasser), ziehen Kohlensäure aus der Luft an und die Lösung trübt sich durch die in Wasser unlösliche kohlensaure Baryterde.

Baryterdehydrat, $\dot{Ba}\dot{H}$. $\dot{Ba} + 10\dot{H}$.

Darstellung.

Baryterdehydrat wird in der Regel durch Kochen einer Schwefelbariumlösung mit Kupferoxyd bereitet (BaS, $\dot{H}$ und $\dot{Cu} = CuS$ und $\dot{Ba}\dot{H}$). Schwefelkupfer scheidet sich unlöslich aus und Baryterdehydrat bleibt gelöst. Die Lösung der Baryterde reagirt alkalisch und ist giftig, wie alle Barytsalze.

Bariumsuperoxyd, $\ddot{Ba}$.

§. 352. Bariumsuperoxyd, $\ddot{Ba}$, bildet sich beim Glühen der Baryterde in Sauerstoffgas. Das weifsgraue Pulver, welches mit Wasser ein weifses Hydrat bildet, zerlegt sich mit Wasser und Säuren in ein Baryterdesalz und Wasserstoffsuperoxyd.

Salze des Bariums.

§. 353. Die Salze des Bariums zeichnen sich im festen Zustande durch ihre Schwere aus, in Lösung durch den weifsen, in Wasser und allen verdünnten Säuren unlöslichen Niederschlag, welchen Schwefelsäure darin hervorbringt. Trockne lösliche Barytsalze färben die Flamme des

brennenden Alkohols grün, daher ihre Anwendung zu Feuersätzen. Durch Kieselfluorwasserstoffsäure entsteht in Barytsalzlösungen ein krystallinischer Niederschlag (Kieselfluorbarium).

Schwefelsaure Baryterde, $\dot{Ba}\dddot{S}$.

§. 354. Schwefelsaure Baryterde, $\dot{Ba}\dddot{S}$, kommt häufig als krystallisirtes, oft als derbes Mineral vor und wird *Schwerspath* genannt *). Sein spec. Gewicht ist 4,4. Es dient in der Regel zur Darstellung der andern Bariumsalze, mufs aber zu diesem Zwecke durch Glühen mit Kohle oder andern bei hoher Temperatur verkohlenden Substanzen (wie Mehl, Harz, Oel u. dgl.) erst in Schwefelbarium (s. §. 358.) verwandelt werden, weil der Schwerspath in Wasser und verdünnten Säuren unlöslich ist. Reiner und weifser Schwerspath wird nicht selten dem Bleiweifs (s. d.) beigemischt.

Salpetersaure Baryterde, $\dot{Ba}\overset{\therefore}{N}$.

§. 355. Salpetersaure Baryterde, $\dot{Ba}\overset{\therefore}{N}$, erhält man durch Zersetzung des Schwefelbariums oder der kohlensauren Baryterde mit Salpetersäure. Dieses Salz krystallisirt wasserfrei in Octaëdern, löst sich in 12½ Th. kalten und 3 Th. kochenden Wassers, viel weniger leicht in Salpetersäure oder Salzsäure, fast gar nicht in Weingeist. Beim Erhitzen decrepitiren die Krystalle, bei erhöhter Temperatur schmelzen sie unter Zersetzung der Salpetersäure, an der Luft bleiben sie unverändert, fein gepulvert aber ziehen sie, wie jedes feine Pulver, Feuchtigkeit aus der Luft an. Die salpetersaure Baryterde dient als Zusatz bei Anfertigung grüner Feuersätze.

Kohlensaure Baryterde, $\dot{Ba}\ddot{C}$.

§. 356. Kohlensaure Baryterde, $\dot{Ba}\ddot{C}$, findet sich als seltenes Mineral (*Witherit*). Durch Fällung von einem löslichen Bariumsalze mit kohlensaurem Alkali scheidet sie sich als feines Pulver aus, fast unlöslich in reinem, leichter löslich in kohlensaurem Wasser.

*) Dieses Mineral, welches man von den Bariumsalzen zuerst kannte, wurde wegen seiner Schwere in Vergleich zu den andern bekannten Erden anfangs Schwererde, dann Barytes (von βαρύς schwer) genannt und das weit später entdeckte Metall Barium (richtiger Baryum).

Chlorbarium, $BaCl + 2\dot{H}$. §. 357. Chlorbarium, BaCl, dargestellt durch Zersetzung des Schwefelbariums mit Salzsäure, krystallisirt in tafelförmigen Krystallen, $BaCl + 2\dot{H}$, die leicht löslich in Wasser, schwer löslich in Salz- oder Salpetersäure sind. Es wird, in Wasser gelöst, als Reagens auf Schwefelsäure gebraucht.

Schwefelbarium, $\overset{\prime}{Ba}$. §. 358. Schwefelbarium, BaS, stellt man gemeiniglich durch Glühen eines Gemenges von Schwerspath mit Kohle, Harz oder Mehl ($\dot{Ba}\ddot{\dot{S}}$ und $4\,C = Ba\,S$ und $4\,\dot{C}$) dar. Es ist ein weifses körniges Pulver, welches im Dunkeln leuchtet (Bologneser Leuchtstein), sich in Wasser löst; bei Zutritt der Luft färbt sich die Lösung gelblich und nach längerer Zeit wird sie durch den Sauerstoff und die Kohlensäure gänzlich zersetzt. Durch Zusatz von Säuren zu der Lösung erhält man die Barytsalze der angewandten Säuren (s. o.), indem Schwefelwasserstoff entweicht. Schwefelbarium mit Wasser übergossen zersetzt sich in ein Schwefelsalz (Bariumsulphhydrat) und Baryterde ($2.\,Ba\,S$ und $\dot{H} = Ba\,S + HS$ und $\dot{Ba}$).

6. Strontium (Sr = 545,9).

Vorkommen. §. 359. Kommt als Oxyd im *Coelestin* und *Strontianit* vor. Letzteres Mineral wurde beim Dorfe Strontian in Argyleshire (England) gefunden und davon erhielten das Metall und seine Verbindungen den Namen.

Darstellung. §. 360. Die Eigenschaften sowohl des Metalls als seiner Salze sind denen des Bariums sehr ähnlich und beide werden auch auf dieselbe Weise wie die Bariumverbindungen dargestellt.

Strontianerde, §. 361. Strontianerde, $\dot{Sr}$, das Oxyd des Strontiums, wird aus dem Schwefelstrontium durch Kupferoxyd dargestellt. Sie bildet ein Hydrat $\dot{Sr}\dot{H}$ und krystallisirt $\dot{Sr} + 9\,\dot{H}$.

Salze des Strontiums. §. 362. Die Salze des Strontiums werden durch Schwefelsäure gefällt, aber weniger leicht als die des Ba-

riums, färben die Flamme brennenden Alkohols purpurroth und sind durch Kieselfluorwasserstoffsäure nicht fällbar.

§. 363. Schwefelsaure Strontianerde, $\dot{Sr}\dddot{S}$, wird von den Mineralogen *Coelestin* genannt; sie ist sehr wenig löslich. Durch Glühen derselben mit Kohle wird das Schwefelstrontium dargestellt. Schwefelsaure,

§. 364. Kohlensaure Strontianerde, $\dot{Sr}\ddot{C}$, heifst *Strontianit*, ist ein weifses Pulver, fast unlöslich in Wasser. kohlensaure,

§. 365. Salpetersaure Strontianerde, $\dot{Sr}\ddot{\ddot{N}}$, dargestellt aus dem Schwefelstrontium, krystallisirt bei gewöhnlicher Temperatur wasserfrei in Octaëdern, bei niedrigerer Temperatur mit 5 At. Wasser. Sie ist in 5 Th. kalten und ½ Th. kochenden Wassers löslich, in absolutem Alkohol unlöslich. Die wasserfreien Krystalle sind luftbeständig und werden zu rothen Feuersätzen angewendet. salpetersaure Strontianerde. $\dot{Sr}\ddot{\ddot{N}} + 5\dot{H}$.

§. 366. Chlorstrontium, $SrCl + 6\dot{H}$, bildet zerfliefsliche Krystalle, löst sich in 19 Th. kochenden absoluten Alkohols. Chlorstrontium.

7. Calcium (Ca = 250).

§. 367. Dies Metall ist sehr verbreitet als Oxyd in Verbindung mit Säuren, namentlich mit Kohlensäure (Marmor, Kreide u. a.) und mit Schwefelsäure (Gyps). Vorkommen.

§. 368. Seine Darstellung geschieht auf dieselbe Weise wie die des Bariums. Darstellung.

§. 369. Silberweifs, oxydirt sich sehr schnell an der Luft und im Wasser. Hat zwei Oxydationsstufen, von denen die wichtigste das Oxyd ist. Eigenschaften.

§. 370. Kalkerde, $\dot{Ca}$. Sie wird erhalten durch starkes Glühen von kohlensaurer Kalkerde, am reinsten aus dem Marmor oder aus künstlich dargestellter reiner kohlensaurer Kalkerde. Sie ist ein weifses, selbst im stärksten Feuer unschmelzbares Pulver von alkalischer Reaction und ätzendem Geschmack, 2,3 spec. Gewicht, schwer löslich in Wasser, aber leichter in kaltem als in heifsem. Mit Wasser ver- Kalkerde, $\dot{Ca}$. Calciumoxyd.

Kalkhydrat. $\dot{Ca}\dot{H}$. bindet sich die Kalkerde zu einem Hydrat, welches sich in 778 Th. Wasser von 15°,6 C. und in 1280 Th. siedendem Wasser löst und mit Sand gemengt, zur Anfertigung von Mörtel dient. Bei dieser Verbindung findet eine solche Wärmeentwickelung statt, dafs bei gewissen Verhältnissen (2 Th. Kalk auf 1 Th. Wasser) Holz, Stroh und Schiefspulver sich entzünden. Befeuchtet man gebrannten Kalk mit wenig Wasser, so beobachtet man im Dunkeln ein Glühen und Leuchten desselben.

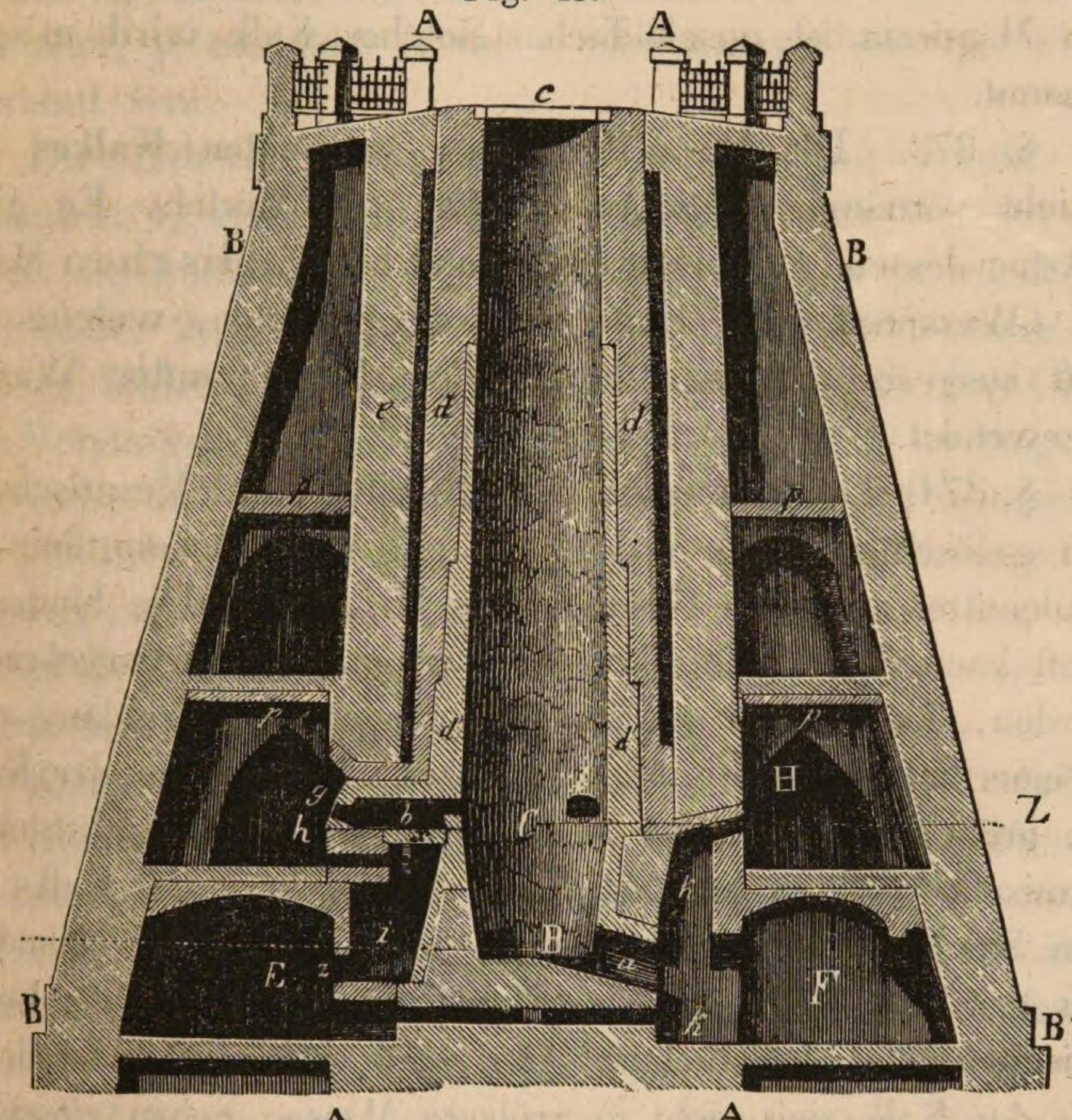
Löschen. Das Vereinigen des Kalks mit Wasser heifst Löschen, Kalkhydrat gelöschter Kalk, und Kalkhydrat mit Wasser zu einer Flüssigkeit angerührt Kalkmilch. Die Auflösung des Kalks in Wasser (Kalkwasser) reagirt alkalisch und trübt sich an der Luft, indem sich ein Niederschlag von kohlensaurer Kalkerde bildet.

Zerfallen. Wenn frisch gebrannter Kalk in groben Stücken längere Zeit an der Luft liegt, so zieht er daraus Kohlensäure und Wasser an, zerfällt und löscht sich nicht mehr, weil er eine chemische Verbindung mit Kohlensäure und Wasser, $\dot{Ca}\ddot{C} + \dot{Ca}\dot{H}$, eingegangen ist.

Gewinnung des gebrannten Kalks. §. 371. Wegen der häufigen Anwendung der Kalkerde, welche gewöhnlich gebrannter Kalk oder schlechthin Kalk genannt wird, benutzt man die an der Erdoberfläche häufig zu Tage stehenden Gebirge, die aus kohlensaurer Kalkerde mit verschiedenen Beimengungen anderer Substanzen bestehen und Kalkstein, Muschelkalk, Kreide u. s. w. (s. unten) heifsen. Es werden grofse Stücke des Kalksteins losgebrochen und in Schacht-Oefen wie Fig. 43. oder ähnlicher Construction gebrannt. Der Schacht *C* besteht aus feuerfesten Steinen *d'*, umgeben von der innern Mauer *d* und dem Mantel *e*. Die äufsern Umfangsmauern *B* enthalten Gewölbe *p* zum Trocknen des Brennmaterials u. dgl. und *E* zum Aufnehmen der heifsen Asche aus dem Aschenfall *i*. Zuerst wird mit Holz auf dem Boden des Ofens angefeuert und Kalkstein nur bis zur Höhe der drei Feuerungen *b* aufgeworfen, dann aber wird der Ofen bis oben mit Kalkstein vollgefüllt und auf den Rosten *b* mit

Torf oder Steinkohlen fortwährend geheizt. Den gebrannten Kalk zieht man alle 12 Stunden aus der während dieser Zeit

Fig. 43.



vermauerten Oeffnung *a*, über welcher sich die Ventilationskanäle *k* befinden, heraus, und ein solcher Ofen pflegt ununterbrochen im Betrieb zu sein, so lange er nur aushält.

§. 372. Der auf diese Weise gewonnene gebrannte Kalk enthält fast stets als Beimengung Thonerde und Kieselerde, und bisweilen in so grofser Menge, dafs sich die Kieselerde, namentlich bei starkem Brennen, mit der Kalkerde und Thonerde chemisch verbunden hat, dann löscht sich ein solcher Kalk nicht mehr und heifst todtgebrannt. Je freier der Kalkstein von fremden Beimengungen ist, desto besser ist der aus ihm gebrannte Kalk (fetter). Man pflegt nicht selten einen Kalkstein anzuwenden, welcher viel kohlensaure Magnesia enthält, und wenn der Gehalt an dieser Beimen- Todtgebrannter Kalk.

gung so hoch steigt, dafs der gebrannte Kalk über 10 p. C. davon enthält, so bildet er beim Löschen keinen zähen Brei und ist unbrauchbar. Eine geringere Beimengung von Magnesia ist unschädlich. Solcher Kalk wird **mager** genannt.

Der Mörtel. §. 373. Die Darstellung des gebrannten Kalkes geschieht vornämlich zur Anfertigung von Mörtel. Es giebt 2 Arten desselben: **Luftmörtel** und **hydraulischen Mörtel** (Wassermörtel). Ersterer wird zu Bauten, welche der Luft ausgesetzt bleiben, letzterer zu Bauten unter Wasser angewendet.

Luftmörtel. §. 374. Der Luftmörtel wird bereitet durch Vermischung von gelöschtem Kalk mit Sand und dient bekanntlich als Bindemittel zwischen Steinen eines Gebäudes. Die bindende Kraft kann durch gelöschten Kalk allein nicht hervorgebracht werden, denn dieser erhärtet bei langsamem Trocknen nur zu einer mürben, zerreiblichen Masse. Wenn aber der Kalk mit gröberem Sand oder andern gröbern Steinbruchstücken vermischt wird, so bewirkt die Anziehungskraft des Kalks zu dem Sand, die gröfser ist als die der Kalktheile zu einander, dafs der Mörtel ein so festes Bindemittel wird wie der Leim zwischen zwei Holzstücken. Der Sand verhindert aufserdem, dafs der Kalk sich nicht in gröfsern Massen neben einander lagern kann und beim nachherigen Austrocknen mürbe wird. Es ist aber defshalb auch wichtig, dafs die Mengung der beiden Bestandtheile recht innig sei und dafs man das richtige Verhältnifs zwischen Kalk und Sand gewählt habe. Man pflegt auf 1 Cub. F. steifen Kalkbrei von fettem Kalk 3—4 Cub. F. Sand und auf 1 Cub. F. magern Kalk $2\frac{1}{2}$ Cub. F. Sand anzuwenden. Bei der Anfertigung des steifen Kalkbreis nimmt man ungefähr auf 1 Th. Kalk 3 Th. Wasser, obwohl zur Bildung von Kalkhydrat schon $\frac{1}{3}$ Wasser ausreichen würde. Es ist aber von Wichtigkeit, die zu starke Temperaturerhöhung, welche durch Anwendung von weniger als 1 Th. Wasser beim Löschen entstehen würde, zu vermeiden, weil sonst der gelöschte Kalk ein grobes, sandiges

Pulver wird, welches nicht mehr so gut mit Wasser zu einem steifen Brei sich verarbeiten läfst. Auf diese Weise gelöschter Kalk hat sein Volum ungefähr um das 3—$3\frac{3}{5}$fache vermehrt, je nachdem er mehr oder weniger rein und frisch gebrannt war.

Einwirkung der Luft auf Mörtel.

Die Erhärtung des Mörtels an der Luft beruht auf zweierlei: 1) verliert der Mörtel nach und nach Wasser, das durch die porösen Steine, zwischen welche er gedrückt ist, entweicht, 2) zieht die Kalkerde allmählig Kohlensäure an und es bildet sich eine basische Verbindung $\dot{C}a\,\ddot{C} + \dot{C}a\,H$. Die Vereinigung mit der Kohlensäure geht indefs so langsam vor sich, dafs in den Mauern von beträchtlicher Dicke selbst nach Jahrhunderten noch nicht aller Kalk kohlensauer geworden ist. Unter den Ursachen der Erhärtung scheint aber aufser dieser eben angeführten chemischen Veränderung, wodurch der Kalk des Mörtels nach und nach wieder in eine Art Kalkstein übergeht, noch eine andere mitzuwirken, nämlich die Bildung einer Verbindung von Kalkerde mit Kieselsäure, welche Säure sich theils in den Mauersteinen, theils in dem zugesetzten Sande oder andern Steinbruchstücken in solchem Zustande befinden kann, dafs sie sich mit der Kalkerde vereinigt. Diese Verbindung geht zwar erst nach einer sehr langen Zeit vor sich und nur in sehr geringer Menge, sie bewirkt aber eine aufserordentliche Festigkeit des Mörtels und vielleicht beruht die grofse Haltbarkeit Jahrhunderte alter Mauern mit auf dieser Silicatbildung, denn die Untersuchung solcher alten Mörtel beweist, dafs die Alten dazu nicht nur dieselben Materialien, sondern dieselben auch fast in denselben Verhältnissen anwendeten.

Auswitterungen aus Mauern. Mauerfrass.

§. 375. Dafs fortdauernd eine Einwirkung der Kalkerde auf zufällig in den Bestandtheilen des Mörtels oder der Mauersteine vorhandene Beimengungen statt findet, zeigen die Auswitterungen krystallinischer Salze mancher Mauern, die gewöhnlich mit dem Namen Mauerfrafs oder Mauersalpeter bezeichnet werden. Diese Auswitterungen bestehen aus verschiedenen Salzen, kohlensaurem Natron, Kochsalz,

schwefelsaurem Natron, kohlensaurem Kali, Chlorkalium und salpetersaure Kalkerde. Sie können theils Bestandtheile des zu Kalk gebrannten Kalksteins, theils Zersetzungsproducte derselben durch den gebrannten Kalk, theils Beimengungen des zum Löschen des Kalks angewandten Wassers sein. In der Regel ist das erste der Fall, seltener rühren sie von den Mauersteinen her, denn sie können sich finden bei Mauern sowohl aus Sandsteinen, als aus Backsteinen. Die Entstehung des kohlensauren Natrons ist oben (§. 309.) erklärt, auf ähnliche Weise kann kohlensaures Kali entstehen. Die salpetersaure Kalkerde aber findet sich nur an Mauern, an denen stickstoffhaltige Substanzen (Urin, Mist u. dgl.) in Fäulnifs übergehen, oder zu deren Mörtel Wasser angewendet ist, welches salpetersaure Salze enthält. Besonders schädlich wirkt das Kochsalz ein, weil es sich mit Kalkerde in Natron (später kohlensaures Natron) und in Chlorcalcium zerlegt, welches Feuchtigkeit aus der Luft anzieht und die Mauern feucht macht.

Einsumpfen des Luftmörtels.

§. 376. Wenn Kalk zur Bereitung des Mörtels vorräthig gehalten werden soll, so mufs er vor dem Einflufs der Kohlensäure geschützt werden. Dies geschieht durch das Einsumpfen d. h. man bringt den Brei des gelöschten Kalks in eine Grube und bedeckt dieselbe einige Zoll dick mit Sand. Auf diese Weise hält sich der Kalk sehr lange und man hat eine solche Grube gefunden, in der 300 Jahre alter Kalk nur einige Zoll tief von der Oberfläche nach innen kohlensauer geworden war.

Bestandtheile des hydraulischen Mörtels.

§. 377. Der hydraulische oder Wasser-Mörtel besteht aus einem Gemenge von Kalkerde mit Kieselsäure oder kieselsäurehaltigen Verbindungen, in denen Kieselsäure enthalten ist, die sich durch Zersetzung von Silicaten auf nassem Wege ausgeschieden hat, wie z. B. im Opal (Kieselsäure) und im Thon (kieselsaure Thonerde s. u. Thon). Wenn solche Kieselsäure mit Kalkerde und Wasser in Berührung ist, so wirken beide auf einander und verbinden sich nach kürzerer oder längerer Zeit zu kieselsaurer Kalkerde,

welche sowohl für sich als auch in Vereinigung mit andern auf dieselbe Weise gebildeten Silicaten die Eigenschaft besitzt, unter Wasser zu erhärten und von diesem weder gelöst noch zersetzt zu werden. Auf dieser Eigenschaft beruht die Anwendung der hydraulischen Kalke. Eigenschaften desselben.

§. 378. Das Material zur Darstellung des Wasser-Mörtels findet sich an vielen Orten in der Natur fertig gebildet vor und bedarf nur des einfachen Brennens, um die Kohlensäure von der Kalkerde zu entfernen und zugleich dadurch die Verbindung der Kieselsäure mit der Thonerde zu lockern. An andern Orten bedient man sich einer künstlich angefertigten Mischung aus kohlensaurem Kalk mit einem kieselsäurehaltigen Mineral von der oben angeführten Eigenschaft, welches Cement genannt wird (s. u. §. 379.). Zu den in der Natur fertig gebildeten geeignetsten, sehr verbreiteten Materialien gehört das unter dem Namen „Mergel" bekannte innige Gemisch von kohlensaurer Kalkerde und Thon, worin der Gehalt des letztern zwischen 13—24 p. C. beträgt. Im Thone der Gegend von London, an den Ufern und im Bett der Themse, auf den Inseln Scheppey und Wight, an den Ufern von Kent, Yorkshire u. a. finden sich elliptische, plattgedrückte Massen, die ungefähr 67 p. C. kohlensauren Kalk, 9 p. C. kohlensaure Magnesia und Eisenoxydul, $4\frac{1}{2}$ p. C. Thonerde und 17 p. C. Kieselerde (in Verbindung mit Thonerde und Eisenoxydul) enthalten; diese geben, vorher gebrannt, gemahlen und gesiebt, einen vortrefflichen hydraulischen Kalk, der, mit Wasser übergossen, nach sehr kurzer Zeit erhärtet und unter Wasser liegend immer fester wird, ohne Risse zu bekommen. Diese Masse wird gewöhnlich im gepulverten Zustande als römischer Cement in den Handel gebracht und ist der geschätzteste hydraulische Mörtel. Bisweilen kann auch der sogenannte magere Kalk, der zu Luftmörtel nicht gut taugt, als hydraulischer verwendet werden, wenn er eine hinreichende Menge Kieselerde oder Silicate im angreifbaren Zustande enthält. Solche Kalke, die gewöhnlich viel Magnesia

Natürlicher hydraulischer Mörtel.

Römischer Cement.

enthalten, löschen sich sehr langsam, erhärten aber unter fortdauerndem Einflufs des Wassers.

Künstlicher hydraulischer Kalk. §. 379. An vielen Orten, wo diese von der Natur bereiteten Wasser-Mörtel sich nicht finden, kann man sie künstlich darstellen durch Zusatz der Cemente zu Kalk. Als Cemente *) dienen Mineralien, die Kieselsäure im angreifbaren Zustande enthalten, dahin gehören hauptsächlich der Thon und andere diesem ähnlich zusammengesetzte Substanzen

Cemente. wie der Trafs, die Puzzuolane, Rückstände vom Auslaugen des Alaunschiefers (s. u.), Asche von manchen Steinkohlen, Braunkohlen und Torf, und viele Schlacken, die nicht zu viel Eisenoxydul, aber einen Ueberschufs von Kieselerde

Trass. enthalten. Der Trafs und die Puzzuolane sind bimssteinähnliche, zersetzte Massen vulkanischer Gesteine, welche aufser geringen Mengen von Kalkerde, Magnesia, Kali, Natron und Eisenoxyd, zwischen 44—48 p. C. Kieselsäure und 15—19 p. C. Thonerde enthalten. Der Trafs ist eine mürbe, zerreibliche, bald gelbliche, bald graue Erde, die namentlich im Brohlthale in grofsen Bänken angeschwemmt ist; die

Puzzuolane. Puzzuolane ist eine mehr weifse, zerreibliche Erde, die bei Pozzuoli (in der Nähe von Neapel) sich findet und schon von den alten Römern in ihrer Eigenschaft mit Kalk zu erhärten gekannt war (pulvis puteolanus).

Anwendung von Trass und Puzzuolane. §. 380. Von diesen genannten Cementen enthalten Trafs und Puzzuolane freie Kieselsäure in einem solchen Zustande, dafs sie blos mit dem Kalk innig gemengt und der Wirkung des Wassers ausgesetzt zu werden brauchen, um hydraulischen Mörtel zu bilden. Man mischt gewöhnlich 2 Th. Trafs oder Puzzuolane mit 1 Th. gebranntem Kalk und 1 Th. Sand, löscht sie mit Wasser und mengt die Masse innig

Anwendung von Thon. durcheinander. Der Thon, welcher in der Regel nicht freie Kieselsäure genug enthält, mufs vorher mit Kalk gebrannt werden, damit die Kieselsäure desselben aus ihrer Verbin-

*) Man pflegt auch häufig mit dem Namen Cement die hydraulischen Mörtel selbst zu bezeichnen, eigentlich sind es aber nur die Zusätze zum Kalk.

dung mit der Thonerde frei werde; der Zusatz von Kalk ist bei manchen Thonen nicht nöthig, wenn sich statt dessen andere Oxyde finden, die für den Kalk die Aufschliefsung der Thone bewirken. Bei Cementen, die aus Thon oder dem ähnlichen Substanzen bestehen, pflegt man die Bereitung des hydraulischen Mörtels so zu bewerkstelligen: es werden 4 Th. kohlensaure Kalkerde (Kreide) mit 1 Th. Thon (beide dem Volum nach) gemengt, unter Mühlsteinen mit Wasser zu einem dünnen Brei zerrieben, und diesen bringt man in die Form von Backsteinen, welche nach dem Lufttrocknen in (einer Art) Kalkofen gebrannt werden. Hierbei ist besonders zu berücksichtigen, dafs die Temperatur nicht unnöthig über die, bei welcher die Kohlensäure weggeht, gesteigert werde, denn bei zu starker Hitze schmelzen die Bestandtheile zu Silicaten von Thonerde und Kalkerde und sind dann unbrauchbar. Die Menge des anzuwendenden Cements richtet sich übrigens nach der Beschaffenheit des Kalks, magerer braucht weniger Cement als fetter Kalk.

Aschen als Cementzusatz.

§. 381. Die Aschen von Steinkohlen, Braunkohlen und Torf enthalten meist so viel Kieselerde in der erforderlichen Beschaffenheit, dafs auch sie bisweilen mit Kalk einen guten hydraulischen Mörtel bilden können, namentlich die der Steinkohlen. Es mufs jedoch für jede anzuwendende Kohlenasche der Versuch lehren, ob sie sich eigne und wie viel Kalk zuzusetzen sei. Oft kann dabei der Fall eintreten, dafs eine Kohlenasche mit Kalk bei Wasserzusatz erhärtet, ohne hydraulischer Mörtel geworden zu sein, diese Erhärtung rührt alsdann vom Gyps her, der namentlich in manchen Braunkohlenaschen sich reichlich vorfindet.

Chemischer Process bei Bildung des hydraulischen Mörtels.

§. 382. Der chemische Procefs beim Festwerden des hydraulischen Mörtels ist: die Bildung von kieselsaurer Kalkerde, welche mit kieselsaurer Thonerde oder kieselsaurer Magnesia, oder mit beiden zugleich, Doppel-Silicate bildet, die unter Wasser erhärten und nach langer Zeit fest wie Stein werden. Auf das Gemenge der zum Wasser-Mörtel fertig bereiteten Substanzen wirkt Wasser theils so ein, dafs

es zuerst Kalkerde löst und diese in die vielfachste Berührung mit den unlöslichen Kieselsäuretheilchen bringt, und wenn dies geschehen ist, neue Antheile Kalkerde löst und sie wieder der Kieselsäure zuführt, wodurch das Kalkerdesilicat sich leichter und schneller bildet; theils so, dafs es sich chemisch nachher mit dem Doppelsilicat vereinigt. Daher leuchtet es ein, warum der hydraulische Mörtel kurz nach seiner Anwendung durchaus eine Zeit lang nafs gehalten werden mufs. Da die Bildung von kieselsaurer Magnesia zur Güte des hydraulischen Mörtels viel beiträgt, so ist es vortheilhaft, Magnesiakalkstein (Dolomit) statt des gewöhnlichen Kalksteins anzuwenden. Die Anwesenheit kieselsaurer Alkalien in den Cementen ist nicht hinderlich, denn sie treten ihre Kieselsäure an die Kalkerde ab, ja sogar an Kalkerdesalze, indem das Alkali sich mit den Säuren des Kalksalzes verbindet; denn Kreide in kieselsaures Kali getaucht, überzieht sich mit einer steinharten Kruste von kieselsaurer Kalkerde.

Erfordernisse bei Anfertigung des hydraulischen Mörtels.

§. 383. Aus dem Angeführten folgt:

1) dafs die Bestandtheile des hydraulischen Mörtels sehr innig gemengt sein müssen;

2) dafs die richtigen Verhältnisse zwischen Cement und Kalk bei der Anfertigung künstlicher Wasser-Mörtel gewählt werden müssen, wozu eine vorläufige Probe nöthig ist. Ist diese in 24 Stunden im Wasser nicht zerfallen, so ist der Mörtel gut.

3) dafs die Erhärtung unter Wasser vor sich gehen müsse und wenn der Mörtel auf Steine aufgetragen werden soll, diese stark anzufeuchten sind;

4) dafs die Mengung der Bestandtheile mit Wasser nicht lange vor dem Gebrauch des Mörtels geschehen darf;

5) dafs bei der Anwendung des Mörtels dieser so dicht als möglich zusammengedrückt werde, damit die grofse Menge Wasser aus der lockeren Masse nicht zu viel Kalk auf einmal löse und wegführe.

Bausteine aus hydrau-

§. 384. Da der hydraulische Kalk weder von Wasser angegriffen wird, noch Wasser durchläfst, so wird er auch

bisweilen zu Mauern gebraucht, die nicht unter Wasser stehen, aber von Feuchtigkeit zu leiden haben, z. B. in Kellern und an der Wetterseite der Häuser. In diesem Falle wird zu dem hydraulischen Mörtel Sand zugesetzt, damit er nicht Risse bekomme, und die Masse in Backsteinform gebracht. Eine gute Vorschrift für Anfertigung solcher Bausteine soll folgende sein: hydraulischer Kalk wird in einem Korb so lange in Wasser getaucht, bis keine Luftblasen mehr entweichen, und dann zur Abhaltung der Luft zugedeckt. Von diesem nach 12 Stunden in ein feines Pulver zerfallenen Kalk wird 1 Gewichtsth. mit $2\frac{1}{2}$ Th. Kies und $\frac{1}{2}$ Th. Steinkohlen-, Torf- oder ausgelaugter Holzasche innig vermengt, indem man das Gemisch mit 4 Th. Wasser durcharbeitet. Die breiartige Masse wird in Formen gegossen und die fertigen Steine trocknet man an der Luft. — Leichte sogenannte *künstliche Tuffsteine* verfertigt man aus $1\frac{1}{4}$ Th. hydraulischem Kalk, $2\frac{1}{2}$ Th. gemahlenen Muschel- oder Austerschalen, $1\frac{1}{2}$ Th. Torf- oder Steinkohlenasche. lischem Kalk.

§. 385. Die Salze des Calciums characterisiren sich durch den weifsen Niederschlag, welchen Oxalsäure (Kleesäure) in ihren neutralen oder ammoniakalischen Lösungen verursacht. Der Niederschlag ist oxalsaure Kalkerde, unlöslich in Wasser und Essigsäure, löslich in stärkeren Säuren. In sehr concentrirten Lösungen von Calciumsalzen bringt auch Schwefelsäure einen weifsen Niederschlag (Gyps) hervor. Die Flamme brennenden Alkohols färben Calciumsalze schwach roth, daher werden sie bisweilen zu Feuersätzen angewendet. Salze des Calciums.

§. 386. Kohlensaure Kalkerde ist eine der verbreitetsten Verbindungen auf der Erde. Sie kommt in zwei verschiedenen Formen krystallisirt (dimorph) vor und heifst in der einen Form *Kalkspath*, in der andern *Arragonit*. Ist der Kalkspath farblos und durchsichtig, so bricht er das Licht doppelt und heifst defshalb *Doppelspath* (auch isländischer Doppelspath, weil er in Island zuerst gefunden wurde). Die andern Formen haben verschiedene Namen und bilden Kohlensaure Kalkerde, $\dot{Ca}\ddot{C}$. Vorkommen in der Natur.

bisweilen grofse Gebirge, in denen die kohlensaure Kalkerde bald mehr rein und krystallinisch *(Marmor)* bald unreiner und amorph (wie in verschiedenen Kalksteinen, in der ***Kreide,*** dem ***Muschelkalk*** u. s. w.) sich abgelagert hat. Auch die Schale vieler Weichthiere (Austern und Muscheln) bestehen gröfstentheils, die Knochen der Thiere und Menschen zum Theil aus kohlensaurem Kalk.

Eigenschaften. Dieses Salz ist fast ganz unlöslich in reinem, aber löslich in kohlensäurehaltigem Wasser, daher findet sich fast in allen Brunnenwässern mehr oder weniger davon gelöst. Verdunstet die Kohlensäure oder wird sie durch Temperaturerhöhung ausgetrieben, so schlägt sich kohlensaurer Kalk aus dem Wasser nieder und aus ihm besteht defshalb der Absatz in der Nähe mancher Quellen, die besonders reich
Kalktuff. an kohlensaurem Kalk sind *(Kalktuff)* und die Kruste auf dem Boden solcher Gefäfse, in denen viel kalkhaltiges Was-
Kesselstein. ser verdunstet wird, wie in den Dampfkesseln. Wird kohlensaure Kalkerde in verschlossenen Gefäfsen stark erhitzt, so schmilzt sie, findet das Erhitzen in offenen Räumen und namentlich in andern Gasen (z. B. im Wasserdampf) statt, so entweicht die Kohlensäure und zwar im letzten Fall wird die Kalkerde leichter und schneller kaustisch. — Die Anwendung der kohlensauren Kalkerde ist die vielfältigste, am meisten in der Form der Kalksteine zu Bauwerken und gebrannt zur Mörtelbereitung.

Schwefelsaure Kalkerde, $\dot{Ca}\dddot{S}$, Anhydrit. $\dot{Ca}\dddot{S} + 2\dot{H}$, Gyps.

§. 387. Schwefelsaure Kalkerde kommt in der Natur gewöhnlich mit Wasser verbunden vor, $\dot{Ca}\dddot{S} + 2\dot{H}$, als *Gyps*, bisweilen wasserfrei, $\dot{Ca}\dddot{S}$, als *Anhydrit*. Krystallisirter Gyps bildet entweder breite sehr spaltbare Blätter, die farblos und durchscheinend sind *(Marienglas, Fraueneis)*, oder dichte, körnige, weifse oder gefärbte krystallinische Massen *(Alabaster)*, oder dichte, unreine, nicht krystallinische Massen *(Gypsstein)*. Hier und da bildet der Gyps ganze Gebirge. In 400 Th. Wasser von $+ 35^{0}$ löst sich 1 Th. Gyps, bei höherer und niederer Temperatur weniger; aus der Auflösung scheidet er sich bisweilen in guten Kry-

Eigenschaften des Gypses.

stallen aus. Brunnenwasser, die aus Gypsgebirgen entspringen, enthalten davon gelöst und scheiden beim Verdampfen ihn aus. Trockner Gyps verliert bei $+ 130^0$ sein Krystallwasser und nimmt, mit Wasser übergossen, dieses wieder auf, wenn die Temperatur beim Brennen nicht zu hoch (über $+ 160^0$) gesteigert war (todtgebrannt). Nimmt der pulverisirte gebrannte Gyps wieder Wasser auf, so bildet sich ein poröses Haufwerk von Krystallen, welches eine Quantität Wasser einsaugt und dadurch zu einem steifen Brei erstarrt, wenn nicht die zum Löschen des Gypses angewendete Wassermenge zu grofs war.

Anwendung des gebrannten Gypses.

Auf dieser Eigenschaft beruht die Anwendung des Gypses zum Ueberziehen von Wänden, die nicht der Feuchtigkeit ausgesetzt sind, zum Anfertigen der Abgüsse von Münzen und Büsten und von künstlichem Marmor (Stucco). Im letzten Fall wird der Gyps mit Leimwasser und bisweilen mit bunten Farben versetzt und nach der Erhärtung geschliffen und polirt.

Brennen des Gypses.

Das Brennen des Gypses geschieht in Meilern oder Backöfen oder andern ähnlichen Oefen und es ist besonders darauf zu sehen, dafs kein zu starkes Brennen eintritt und dafs das Brennmaterial so wenig wie möglich mit dem Gyps in Berührung kommt, weil sich sonst Schwefelcalcium bildet.

Salpetersaure Kalkerde.

§. 388. Salpetersaure Kalkerde ist ein zerfliefsliches Salz, welches nur schwer in Krystallen, $\dot{\mathrm{C}}\mathrm{a}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{N}} + 6\dot{\mathrm{H}}$, erhalten werden kann. Sie entsteht an feuchten Mauern da, wo die Umstände zur Salpetersäurebildung vorhanden sind und zwar bisweilen so reichlich, dafs sie zur Umwandlung in Kalisalpeter benutzt wird (Kehrsalpeter).

Kehrsalpeter.

Auch in manchen Brunnen grofser Städte findet es sich und in den Salpeterplantagen (s. u.) ist es das vorwaltende salpetersaure Salz. Es löst sich in Wasser sehr leicht, in 100 Th. siedendem Wasser sind 363 Th. Salz enthalten, auch in Alkohol ist es leicht löslich. Mit Kohle verpufft es wegen seines steten Feuchtigkeitsgehaltes nur schwach.

Unterchlorigsaure

§. 389. Unterchlorigsaure Kalkerde ist der wirksame Bestandtheil des bekannten „Chlorkalks", welchen man

Kalkerde. Darstellung des Chlorkalks.

auf folgende Weise darstellt: aus einem Bleigefäfse (s. o. §. 69.) entwickeltes Chlorgas wird in eine aus Werksteinen gemauerte Kammer geleitet, in welcher sich, auf übereinanderstehenden Hürden ausgebreitet, gelöschter Kalk befindet, welcher durch das Chlor theilweis zersetzt wird: $2\,Cl$ und $2\,\dot{C}a = Ca\,Cl$ und $\dot{C}a\,\dot{C}l$. Auf trocknen ungelöschten Kalk wirkt Chlor nicht ein und wenn die Temperatur in der Kammer über $+\,17^0$ steigt, so bildet sich auch im gelöschten Kalk mehr chlorsaurer als unterchlorigsaurer Kalk und das Präparat ist untauglich. Der gelöschte Kalk nimmt, wenn er sich in guten Chlorkalk umgewandelt hat, höchstens die Hälfte seines Gewichtes an Chlor auf. Er stellt alsdann ein weifses oder gelblich weifses, etwas sich zusammenballendes Pulver dar, welches nach unterchloriger Säure riecht.

Eigenschaften.

Mit Wasser behandelt scheidet sich der Chlorkalk in einen unlöslichen Theil (Kalkerde) und einen löslichen ($Ca\,Cl$ und $\dot{C}a\,\dot{C}l$), welcher die bleichende Substanz des Chlorkalks (das unterchlorigsaure Salz) enthält. Wird Chlorkalk mit Säuren behandelt, so zersetzt sich die unterchlorige Säure;

Anwendung desselben.

ihr Sauerstoff oxydirt das Calcium des Chlorcalciums und Chlor wird frei aus $Ca\,Cl$ und $\dot{C}a\,\dot{C}l$. Man benutzt den Chlorkalk sowohl zum Bleichen, als zu Räucherungen gegen ansteckende Krankheitsstoffe. Da die Zersetzung des unterchlorigsauren Salzes schon durch Einwirkung der Kohlensäure der Luft statt findet, so werden zu bleichende Zeuge, nachdem man sie in den wässerigen Auszug des Chlorkalks getaucht hat, der Luft ausgesetzt. Chlorkalk oder dessen Lösung, lange Zeit der Luft ausgesetzt, wird aus demselben Grunde unwirksam.

Benutzung zersetzten Chlorkalks.

§. 390. Wenn durch Temperaturerhöhung bei der Darstellung oder durch freiwillige Zersetzung in chlorsaure Kalkerde und Chlorcalcium der Chlorkalk verdorben ist, so kann man aus ihm chlorsaures Kali gewinnen, indem man zur Lösung desselben Pottasche oder Chlorkalium hinzufügt. Bei dem Abdampfen der Flüssigkeit scheidet sich dann chlor-

saures Kali in Krystallen aus ($\dot{Ca}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Cl}}$ und $\dot{K}\ddot{C} = \dot{Ca}\ddot{C}$ und $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Cl}}$ oder $\dot{Ca}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Cl}}$ und $KCl = \dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Cl}}$ und $CaCl$).

§. 391 Da der Chlorkalk häufig in den Gewerben angewendet wird, so ist es von Wichtigkeit, seinen Gehalt an unterchloriger Säure so schnell ermitteln zu können, wie bei der Pottasche und Soda den Gehalt an kohlensaurem Alkali. Man bedient sich dazu zweier chlorometrischen Proben: zufolge der einen wird ermittelt, wie viel Eisenoxydul durch die in einer gewissen Menge Chlorkalk enthaltene unterchlorige Säure in Eisenoxyd, zufolge der andern, wie viel arsenige Säure dadurch in Arseniksäure umgewandelt wird. Chlorometrie.

§. 392. Phosphorsaure Kalkerde, $\dot{Ca}^3\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$, ist ein Hauptbestandtheil der Knochen, die, weifsgebrannt, aufserdem kohlensaure Kalkerde und Chlorcalcium enthalten. Das Salz ist nach dem Glühen in Essigsäure unlöslich, in stärkeren Säuren löslich. Es findet sich aufserdem in den Säften des thierischen Körpers und in vielen Pflanzen. Mit Phosphorsäure liefert die Kalkerde auch ein neutrales Salz $(\dot{Ca}^2 + \dot{H})\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}} + 3\dot{H}$ und ein saures $\dot{Ca}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}} + \dot{H}$. Phosphorsaure Kalkerde.

§. 393. Oxalsaure Kalkerde ist ein weifses in Wasser unlösliches Pulver, $\dot{Ca}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\not{C}} + 2\dot{H}$, welches durch Oxalsäure aus jeder neutralen Kalksalzlösung gefällt wird, sich in stärkeren Säuren löst und beim Glühen kohlensaure Kalkerde im Rückstand läfst. Oxalsaure Kalkerde.

§. 394. Kieselsaure Kalkerde kommt in verschiedenen Sättigungsstufen in vielen Mineralien sowohl für sich (*Wollastonit, Okenit*) als auch in Verbindung mit andern Silicaten (*Augit, Hornblende, Skolezit*) vor. Sie ist oben beim hydraulischen Mörtel schon erwähnt und ist auch ein Bestandtheil vieler Gläser. Kieselsaure Kalkerde.

§. 395. Chlorcalcium erhält man häufig als Nebenprodukt chemischer Zersetzungen, z. B. bei der Ammoniakbereitung. Es ist ein zerfliefsliches Salz, welches im krystallisirten Zustande, $CaCl + 6\dot{H}$, mit Eis oder Schnee zu Kältemischungen gebraucht wird. Werden die Krystalle bis Chlorcalcium, $CaCl$. $CaCl + 6\dot{H}$.

200° erhitzt, so verlieren sie $\frac{2}{3}$ ihres Krystallwassers und die dadurch entstandene poröse weifse Masse wird wegen ihrer Verwandtschaft zum Wasser, zum Trocknen von Gasarten angewendet.

Fluorcalcium. §. 396. Fluorcalcium, CaF, findet sich als Mineral (*Flussspath*) in Würfeln oder Octaëdern krystallisirt, theils farblos, theils blau, grün oder gelb gefärbt, oder es kommt als derbe Masse vor. Es ist unlöslich in Wasser, dient zur Darstellung der Fluorwasserstoffsäure und anderer Fluorverbindungen und häufig statt des kohlensauren Kalks als Zusatz (Flufsmittel) beim Verschmelzen von Erzen.

Schwefelcalcium. §. 397. Die Verbindungen des Calciums mit Schwefel werden auf ähnliche Weise, wie die des Bariums, dargestellt. Man kennt bis jetzt Einfach-, Zweifach- und Fünffach-Schwefelcalcium, von denen letzteres (wie die entsprechende Kaliumverbindung) auch zur Darstellung der Schwefelmilch (s. §. 49.) angewendet wird. Das Einfach-Schwefelcalcium ist ein röthlich weifses Pulver, welches im Dunkeln leuchtet (Canton's Phosphor).

8. Magnesium (Mg = 154,5).

Vorkommen. §. 398. Es findet sich fast eben so häufig wie Calcium als Oxyd, mit verschiedenen Säuren, z. B. Kohlensäure, Schwefelsäure, Kieselsäure, verbunden.

Darstellung. §. 399. Chlormagnesium wird mit Kalium erhitzt, und das gebildete Chlorkalium mit Wasser ausgezogen.

Eigenschaften. §. 400. Ein geschmeidiges Metall von silberweifsem Glanz, unveränderlich in trockner Luft und heifsem, wie kaltem Wasser. Schmelzpunkt nahe dem des Silbers, flüchtig in Weifsglühhitze. Spec. Gewicht 1,78. Löslich in Säuren unter Wasserstoffentwickelung. Hat nur ein Oxyd, die Magnesia.

Magnesia, $\dot{M}g$. §. 401. Magnesia (*Bittererde, Talkerde*) wird dargestellt durch Glühen des kohlensauren Salzes. Sie ist ein weifses, lockeres Pulver von 2,3 spec. Gewicht, welches mit

Wasser ein Hydrat bildet, schwer in Wasser löslich ist, aus der Luft Kohlensäure anzieht und selbst im Sauerstoffgebläse unschmelzbar ist. Sie kommt als Mineral krystallisirt vor und zwar wasserfrei *(Periklas)* und als Hydrat *(Brucit)*. $\dot{Mg}\dot{H}$.

Die Salze des Magnesiums.

§. 402. Die Salze des Magnesiums schmecken, wenn sie löslich sind, unangenehm bitter (daher der Name Bittererde für das Oxyd). Sie characterisiren sich durch den weifsen Niederschlag, den in ihren ammoniakalischen Lösungen Phosphorsäure hervorbringt. Bei Anwesenheit von Ammoniaksalzen entsteht weder durch kaustische noch durch kohlensaure Alkalien eine Fällung. Durch Kali und kohlensaures Kali oder Natron wird ein weifser Niederschlag (s. §. 405.) hervorgebracht.

Salpetersaure Magnesia.

§. 403. Salpetersaure Magnesia findet sich in der Mutterlauge des Salpeters. Sie kann nur schwer in Krystallen, $\dot{Mg}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N} + 6\dot{H}$, erhalten werden, welche schnell an der Luft zerfliefsen, bis 210° erhitzt, 5 Atome Wasser verlieren, das 6te Atom aber nicht ohne Verlust von Salpetersäure abgeben.

Schwefelsaure Magnesia, $\dot{Mg}\dddot{S} + 7\dot{H}$. Bittersalz.

§. 404. Schwefelsaure Magnesia kommt in mehren Mineralwassern (den sogenannten Bitterwassern) vor, z. B. in dem Saidschützer, Püllnaer u. a., wird aus diesen durch Abdampfen krystallisirt erhalten und ist unter dem Namen *Bittersalz* ein Handelsartikel. Man gewinnt dieses Salz auch aus den Mutterlaugen des Meerwassers und der Salinen und durch Zersetzung des Magnesits und Dolomits (s. u. $\dot{Mg}\ddot{C}$). Es krystallisirt je nach der höhern oder niederern Temperatur mit verschiedenem Wassergehalt, bei gewöhnlicher Temperatur mit 7 Atomen, $\dot{Mg}\dddot{S} + 7\dot{H}$, ist leicht löslich in Wasser und kommt gewöhnlich in der Form kleiner nadelförmiger Krystalle im Handel vor, die kühlend und dann bitter schmecken.

Kohlensaure Magnesia. $\dot{Mg}\ddot{C}$.

§. 405. Kohlensaure Magnesia kommt als hartes, dichtes Mineral, seltener in Rhomboëdern krystallisirt vor *(Magnesit)*. Wenn schwefelsaure Magnesia durch kohlen-

saures Kali heifs gefällt wird, so fällt eine Verbindung der kohlensauren Magnesia mit Magnesiahydrat nieder, $4(\dot{Mg}\ddot{C} + \dot{H}) + \dot{Mg}\dot{H}$, welche getrocknet ein feines, leichtes, weifses Pulver bildet und unter dem Namen ***Magnesia alba*** oder Magnesia bekannt ist. Die kohlensaure Magnesia ist sehr schwer in reinem, leichter in kohlensäurehaltigem Wasser löslich, bei Glühhitze verliert sie ihre Kohlensäure.

Magnesia alba.

Bitterspath, Dolomit.

§. 406. In Verbindung mit kohlensaurer Kalkerde findet sich die kohlensaure Magnesia entweder krystallisirt und heifst ***Bitterspath*** $(\dot{Mg}\ddot{C} + \dot{Ca}\ddot{C})$ oder in derben Massen, oft Gebirge von einiger Ausdehnung bildend, und wird dann Magnesiakalkstein oder ***Dolomit*** genannt. Da der kohlensaure Kalk sich leichter in kohlensäurehaltigem Wasser löst und im Dolomit oft Kalklager sich finden, so werden letztere bisweilen ausgezogen und der Dolomit wird löcherig.

Phosphorsaure Magnesia.

§. 407. Phosphorsaure Magnesia ist ein Bestandtheil mancher Pflanzensaamen, namentlich der Getreidearten und folglich vieler unserer Nahrungsmittel (Brod, Bier). Sie findet sich daher auch im thierischen Körper und wird aus diesem in Verbindung mit Ammoniak ausgesondert als phosphorsaure Ammoniak-Magnesia $(NH^3\dot{H} + \dot{Mg}^2)\ddot{P} + 12\dot{H}$, welche oft ein Bestandtheil der Harnsteine und des krystallinischen Niederschlags ist, der in manchem Harn sich bildet. Dieses Doppelsalz ist in ammoniakhaltigem Wasser nicht löslich und daher bedient man sich zur quantitativen Ermittelung der Talkerde der cPhosphorsäure und des Ammoniaks und umgekehrt zur Ermittelung der cPhosphorsäure der Magnesia.

Kieselsaure Magnesia.

§. 408. Kieselsaure Magnesia findet sich in mancherlei Sättigungsverhältnissen in vielen Mineralien, z. B. im ***Meerschaum, Speckstein, Serpentin, Augit, Hornblende, Olivin, Talk*** und andern. Von letzterm hat die Magnesia den Namen Talkerde erhalten.

Chlormagnesium,

§. 409. Chlormagnesium ist ein Bestandtheil des Meerwassers, der Salzsoolen und anderer Quellen. Es kann

krystallisirt, $MgCl + 5\dot{H}$, erhalten werden, die Krystalle ziehen Feuchtigkeit an und zerfliefsen, erhitzt zersetzen sie sich in Chlorwasserstoff und Magnesia. Dieses Salz ist dem Kochsalz nicht selten beigemengt und ertheilt diesem einen bitterlichen Geschmack und die Eigenschaft, leicht feucht zu werden. Chlormagnesium wird oft als Nebenprodukt gewonnen und dann, wie das Chlorcalcium, zur Darstellung des Salmiaks oder des Bittersalzes verwendet. $MgCl + 5\dot{H}$.

§. 410. Brommagnesium, MgBr, ebenfalls ein Gemengtheil der Salzsoolen, bleibt in der Mutterlauge derselben und dient zur Darstellung des Broms. Brommagnesium.

§. 411. Schwefelmagnesium wird durch Glühen der schwefelsauren Magnesia mit Kohle erhalten; es bildet mit Schwefelwasserstoff ein Salz, Magnesiumsulphhydrat, welches man durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in Wasser erhält, worin Magnesia suspendirt ist. Das Verhalten des Schwefels zum Magnesium ist überhaupt wenig erforscht. Schwefelmagnesium.

Metalle der eigentlichen Erden.

§. 412. Sie sind bis jetzt als schwarze oder graue pulverförmige, unschmelzbare Körper bekannt, bei gewöhnlicher Temperatur in Luft und Wasser unveränderlich. Ihre Darstellung wird bei allen übrigen bewerkstelligt wie beim Aluminium, dessen Verbindungen überhaupt die wichtigsten unter denen der eigentlichen Erden sind. Von den Verbindungen des Berylliums, Yttriums, Zirconiums und Thoriums wird daher nur oberflächlich Einiges erwähnt werden.

9. Aluminium (Al = 170,9).

§. 413. Ist sehr verbreitet als Oxyd (Thonerde) in Verbindung mit verschiedenen Säuren, namentlich mit Kieselsäure. Vorkommen.

§. 414. Wasserfreies Chloraluminium wird mit Kalium Darstellung.

erhitzt und das gebildete Chlorkalium mit kaltem Wasser ausgezogen.

Eigenschaften. §. 415. Aluminium ist ein graues Pulver, mit dem Polirstahl gerieben zinnweifs, metallisch glänzend, sehr schwer (in Weifsglühhitze noch nicht) schmelzbar, geschmeidig, spec. Gew. 2,67. An der Luft und in kaltem Wasser ist es unveränderlich, in Luft erhitzt entzündet es sich und verbrennt mit starkem Glanze. In Säuren und kaustischen Alkalien oxydirt es sich unter Wasserstoffentwickelung. Aluminium hat nur eine Oxydationsstufe, die Thonerde.

Thonerde, §. 416. Thonerde, $\dddot{A}l$, kommt in der Natur krystallisirt vor, nur mit geringen Mengen färbender Körper vermischt, und bildet dann einige geschätzte Edelsteine, rothgefärbt die ***Rubine***, blau gefärbt die ***Sapphire;*** Thonerdekrystalle, die keine reine Farbe haben, werden ***Korund*** genannt und kleine körnige Bruchstücke, oft mit andern Mineralien gemengt, heifsen ***Smirgel.*** Die Härte der genannten Substanzen ist beinahe so grofs wie die des Diamants, und daher werden auch die weniger kostbaren, z. B. der Smirgel, als Polirmittel angewendet. Das spec. Gewicht ist = 3,9. Künstlich wird Thonerde dargestellt durch Fällen der schwefelsauren Thonerde mit kohlensaurem Kali, Trocknen und Glühen des Niederschlags. Sie stellt dann ein weifses Pulver dar, welches in Säuren und Alkalien nur sehr schwer sich auflöst und erst im Knallgasgebläse schmilzt.

Thonerdehydrat. Mit Wasser verbindet sie sich zu zwei krystallisirten Hydraten, von denen das eine, $\dddot{A}l\dot{H}^3$, künstlich dargestellt werden kann und als Mineral, ***Gibbsit,*** vorkommt, das andere, $\dddot{A}l\dot{H}$, nur als Mineral, ***Diaspor***, sich findet. Wenn ein Thonerdesalz durch kohlensaures Alkali gefällt wird, so scheidet sich Thonerdehydrat als eine voluminöse, kleisterartige Masse aus, welche sich leicht in Säuren und fixen Alkalien löst, in Ammoniak fast gar nicht. Dieses Hydrat hat die Eigenschaft, sich mit organischen Farbstoffen zu vereinigen und diese aus ihren Lösungen niederzuschlagen, und eine Anzahl der Farblacke sind solche Verbindungen. Auch auf der

Baumwollenfaser schlägt es sich nieder und kann dann Farbstoffe aufnehmen.

Eigenschaften der Thonerde.

Die Thonerde ist nur eine schwache Basis, sie bildet zwar mit den meisten Säuren Salze, aber neutralisirt die Säuren nicht vollständig, daher reagiren die löslichen Thonerdesalze sauer. Mit starken Basen geht sie ebenfalls Verbindungen ein und vertritt darin die Stelle einer Säure; einige dergleichen Verbindungen (Aluminate) finden sich in der Natur krystallisirt, z. B. der *Spinell*, $\dot{\mathrm{Mg}}\dddot{\mathrm{Al}}$, und der *Gahnit*, $\dot{\mathrm{Zn}}\dddot{\mathrm{Al}}$.

Spinell. Gahnit.

Salze des Aluminiums.

§. 417. Die Salze des Aluminiums haben einen süfslichen zusammenziehenden Geschmack. Sie werden durch kaustische und kohlensaure Alkalien gefällt; der durch fixe Alkalien entstandene Niederschlag (Thonerdehydrat) löst sich im Ueberschufs derselben wieder auf, er wird, mit Kobaltsalzlösung befeuchtet und geglüht, blau. Durch Zusatz von Schwefelwasserstoff-Ammoniak wird aus den Lösungen Thonerdehydrat niedergeschlagen.

Schwefelsaure Thonerde.

§. 418. Schwefelsaure Thonerde wird durch Auflösen des Thonerdehydrats in Schwefelsäure erhalten. Das neutrale Salz kann als $\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{S}}^3 + 18\dot{\mathrm{H}}$ und als $\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{S}}^3 + 27\dot{\mathrm{H}}$ krystallisirt dargestellt werden. Es wird auch durch Behandlung des Thons (s. u.) mit Schwefelsäure fabrikmäfsig dargestellt und in der Färberei statt Alauns gebraucht. Ein basisches Salz, $\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{S}} + 9\dot{\mathrm{H}}$, kommt in der Natur vor, *Aluminit*, und kann durch unvollständige Fällung der schwefelsauren Thonerde mit Ammoniak erhalten werden.

Aluminit.

Doppelsalze derselben.

Die Doppelsalze, welche die neutrale schwefelsaure Thonerde mit den schwefelsauren Alkalien bildet, werden Alaune genannt. Unter ihnen ist wegen seiner häufigen Anwendung in den Gewerben der Kali-Alaun der merkwürdigste. Die Alaune haben alle dieselbe Krystallform und sind nach denselben Atomenverhältnissen zusammengesetzt.

Alaun,

§. 419. Kali-Alaun, $\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{S}} + \dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{S}}^3 + 24\dot{\mathrm{H}}$, ist an manchen Orten, wo die Bedingungen zu seiner Bildung da

Darstellung desselben

waren, in feinen Krystallen ausgewittert. In grofsen Mengen wird er aus verschiedenen Materialien gewonnen, in denen meistens die Thonerde in der Verbindung mit Kieselsäure als Thon und der Schwefel (zur Bildung der Schwefelsäure) in Verbindung mit einem Metall, gröfstentheils mit Eisen (als Schwefelkies), vorhanden ist.

aus Alaunerz,

§. 420. Das Alaunerz oder die Alaunerde, aus welchem der meiste Alaun gewonnen wird, ist ein Gemenge von Thon, Braunkohle oder bituminösen Stoffen und Schwefelkies (FeS^2) in fein vertheiltem Zustande. Wenn das Erz mit Sauerstoff der Luft in Berührung kommt, so oxydirt sich der Schwefelkies zu schwefelsaurem Eisenoxydul und Schwefelsäure, welche sich mit der Thonerde des Thons verbindet. Das schwefelsaure Eisenoxydul wandelt sich später in basisch schwefelsaures Eisenoxyd um und dadurch wird noch mehr Schwefelsäure frei. Diese Oxydation des Schwefelmetalls ist von solcher Wärmeentwickelung begleitet, dafs sich bisweilen das Alaunerz von selbst entzündet. Geht wegen zu grofser Dichtigkeit des Erzes die Oxydation an der Luft zu langsam vor sich, so wird das Alaunerz gebrannt. Das hinreichend vorbereitete Erz wird mit Wasser ausgelaugt, die Lösung abgedampft und zu derselben Kaliumsalze, welche im Handel wohlfeil zu erhalten sind, z. B. Seifensiederflufs (§. 290.) oder Rückstände von der Salpetersäuredarstellung aus Kalisalpeter (§. 139.) zugesetzt. Die heifse Auflösung wird hierauf in den Schlammkasten abgezapft, wo sich ein rother Schlamm (basisch schwefelsaures Eisenoxyd) absetzt und alsdann in den Mehlkasten geleitet, in welchem sich aus der nach und nach erkaltenden, fortdauernd umgerührten Lösung der Alaun als weifses krystallinisches Pulver (Mehl) ausscheidet. Dieses wird, nachdem es mit kaltem Wasser abgewaschen ist, in kochendem Wasser gelöst und die Lösung langsam erkalten gelassen. Es setzen sich aus ihr an hineingehangenen Fäden grofse Alaunkrystalle an, welche nachher zerschlagen und verpackt werden.

aus

§. 421. Aus dem Alaunschiefer, welcher in seiner Zu-

sammensetzung dem Alaunerz ähnlich, aber viel dichter ist, **Alaunschiefer,** wird der Alaun auf ähnliche Weise dargestellt, nur mufs der Schiefer vorher gebrannt werden. An manchen Orten ist derselbe so bituminös, dafs er als Brennmaterial benutzt und aus der Asche Alaun gewonnen wird.

aus Alaunstein,

§. 422. Der Alaunstein besteht aus schwefelsaurem Kali und basisch schwefelsaurer Thonerde ($\ddot{Al}\ddot{S}$). Er kommt bei Tolfa im Kirchenstaate und in Ungarn vor und aus ihm wird der unter dem Namen „römischer" sehr geschätzte Alaun gewonnen. Man brennt ihn ähnlich wie den Kalk, wodurch sich $\frac{2}{3}$ der Thonerde aus der Verbindung mit Schwefelsäure trennen ($3.\ddot{Al}\ddot{S} = 2\ddot{Al}$ und $\ddot{Al}\ddot{S}^3$), zieht den gebrannten Stein mit Wasser aus und läfst die heifse Lösung krystallisiren.

aus Thon,

§. 423. Auch aus dem Thon (kieselsaure Thonerde) wird jetzt viel Alaun dargestellt. Man glüht den Thon, übergiefst ihn in Bleigefäfsen mit kochender Schwefelsäure von 1,7 spec. Gewicht, arbeitet die Masse gehörig mit Stampfen durch einander und läfst sie Monate lang liegen. Mit Wasser läfst sich alsdann schwefelsaure Thonerde ausziehen und aus dieser Lösung wird durch Zusatz von Kaliumverbindungen Kali-Alaun oder durch Zusatz von schwefelsaurem Ammoniak Ammoniak-Alaun dargestellt.

aus zersetzten Trachyten.

§. 424. In einigen vulkanischen Gegenden dringen durch Spalten in der Erde schwefligsaure Dämpfe hervor und wenn sie mit thonerde- und kalihaltigen Mineralien (zersetztem Trachyt, meist aus Feldspath bestehend) in Berührung kommen, so oxydiren sie sich zu Schwefelsäure, welche sich mit dem Kali und der Thonerde verbindet. Aus solchen Erden wird durch Auslaugen Alaun gewonnen, z. B. in der Solfatara bei Pozzuoli.

Eigenschaften des Alauns.

§. 425. Der Kali-Alaun, gewöhnlich nur Alaun genannt, bildet regelmäfsige Octaëder mit Würfelflächen, die ein wenig verwittern, beim Erhitzen anfangs schmelzen und zuletzt eine poröse weifse Masse (gebrannten Alaun $\dot{K}\ddot{S} + \ddot{Al}\ddot{S}^3$) hinterlassen. Er löst sich leicht in heifsem, schwer in kaltem

Wasser, die Lösung schmeckt süfs und zusammenziehend. Die hauptsächlichste Anwendung findet der Alaun in der Färberei als Beizmittel (s. u. essigsaure Thonerde), ferner im Gemenge mit Kochsalz in der Gerberei zum Weifsgahrmachen der Häute, und in andern Gewerbszweigen.

Pyrophor aus Alaun. §. 426. Wenn 3 Th. gebrannter Alaun und 1 Th. Kienrufs geglüht werden, so bildet sich ein Gemenge von Schwefelkalium, Thonerde und Kohle, in welchem wegen der feinen Vertheilung der Gemengtheile das Schwefelkalium ein Pyrophor ist.

Natron-Alaun. §. 427. Natron-Alaun, $\dot{Na}\dddot{S} + \dddot{\bar{A}l}\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$, scheidet sich wegen seiner Leichtlöslichkeit nur schwer in Krystallen (Octaëdern) aus, welche schnell verwittern.

Ammoniak-Alaun. §. 428. Ammoniak-Alaun, $NH^3\dot{H}\dddot{S} + \dddot{\bar{A}l}\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$, wird nicht selten statt des Kali-Alauns angewendet und defshalb fabrikmäfsig dargestellt durch Vermischen einer Auflösung von schwefelsaurer Thonerde, welche durch Behandlung des Thons mit Schwefelsäure oder aus dem Alaunerz oder aus manchen Braun- und Steinkohlenaschen erhalten wird, mit einer Auflösung von schwefelsaurem Ammoniak, Nebenprodukt bei der Verkohlung thierischer Stoffe (s. o.). Er krystallisirt eben so leicht wie der Kali-Alaun, hinterläfst beim starken Glühen reine Thonerde und verwittert nicht.

Essigsaure Thonerde. §. 429. Essigsaure Thonerde wird in Lösung so dargestellt, dafs man basisch schwefelsaures Thonerde-Kali mit essigsaurem Bleioxyd versetzt und die Flüssigkeit vom unlöslichen schwefelsauren Bleioxyd trennt. Wenn ein Baumwollenzeug in die Lösung der essigsauren Thonerde und

Anwendung als Beizmittel. dann in die eines Farbstoffs getaucht wird, so schlägt sich der Farbstoff so fest auf das Zeug nieder, dafs er durch Waschen nicht entfernt werden kann; defshalb benutzt man zu diesem Zweck in der Färberei die essigsaure Thonerde und nennt sie Beizmittel. Zu gleichem Zweck kann auch eine Lösung der weinsauren Thonerde benutzt werden.

Kieselsaure Thonerde. §. 430. Kieselsaure Thonerde kommt in verschiedenen Sättigungsverhältnissen sowohl für sich als auch in

Verbindung mit vielen andern Silicaten vor, unter denen besonders einige Doppelsalze von grofser Wichtigkeit sind, theils wegen ihrer weiten Verbreitung im Mineralreich, theils wegen der Bedeutung, welche sie selbst oder ihre Zersetzungsprodukte für Ackerbau, Künste und Gewerbe haben. Unter diesen Doppelsilicaten ist das bemerkenswertheste der

Feldspath. Er besteht aus $\dot{K}\dddot{Si} + \dddot{Al}\dddot{Si}^3$ und findet Feldspath.
sich oft in grofsen röthlichen Krystallen oder als farblose krystallinische Masse im Granit, welcher aufserdem noch Quarz und ein anderes Thonerdedoppelsilicat, den Glimmer, enthält. Er kommt ferner in grofsen Mengen im Porphyr und im Trachyt vor. Feldspath ist unlöslich in Wasser und den stärksten Säuren, wenn er aber lange Zeit der Einwirkung des Wassers und der Kohlensäure ausgesetzt ist, so zersetzt er sich, indem er fast seinen ganzen Kaligehalt und den gröfsten Theil der Kieselsäure verliert und das Zersetzungsprodukt ist Thon d. Thon.
h. basisch kieselsaure Thonerde, $\dddot{Al}\dddot{Si}$, gemengt mit freier Kieselsäure und einer geringen Menge einer Kaliverbindung. Obwohl bei weitem der meiste Thon aus zersetztem Feldspath entstanden ist, so findet sich derselbe doch auch als Zersetzungsprodukt anderer Thonerdesilicate, z. B. des *Albits* $\dot{Na}\dddot{Si} + \dddot{Al}\dddot{Si}^3$, des *Labradors* $\left.\begin{matrix}\dot{Ca}^3\\ \dot{Na}^3\end{matrix}\right\}\dddot{Si}^2 + 4.\,\dddot{Al}\dddot{Si}$ und anderer. Ist der Thon auf der Stelle, wo er sich bildete, geblieben (auf primärer Lagerstätte), so zeichnet er sich in der Regel durch Reinheit aus, wenn aber Wasserströme den Thon weit fortführten und dann erst absetzten (auf secundärer Lagerstätte), so ist er mit vielen andern, namentlich färbenden Metalloxyden verunreinigt. Enthält er wenig sandige Beimengungen, so ist er fetter Thon oder Lehm, mit viel Sand gemengt ist er der magere Lehm.
Thon, und findet sich kohlensaure Kalkerde in nicht zu geringer Menge beigemischt, so heifst er Mergel. Auch der Mergel.
Lehm enthält nicht selten Beimengungen von kohlensaurer

Kalkerde, welche für seine Anwendung zur Anfertigung von Formen (bei Geschütz- und Metall-Gufs) nachtheilig sind.

Eigenschaften des Thons.

§. 431. Der Thon zeichnet sich durch folgende Eigenschaften aus: er ist unlöslich in Wasser, aber sehr leicht darin aufzuschwemmen (suspendirbar) und darauf beruht seine weite Verbreitung über die ganze Erdoberfläche. Er wird, mit Wasser angefeuchtet, bildsam (plastisch) und läfst sich dann zu Gegenständen von den mannigfaltigsten Gestalten verarbeiten, ohne dafs er zerreifst; er läfst sich formen, drehen, abschneiden und in einzelnen Stücken wieder zusammenkneten. Wird der feuchte und nicht zu fette Thon an der Luft getrocknet und dann erhitzt, so verliert er sein Wasser und zieht sich zusammen (er schwindet), ohne jedoch seine Form zu verlieren und selbst bei der stärksten Hitze schmilzt er nicht. Auf dieser Eigenschaft beruht die Darstellung unserer unentbehrlichsten Geräthschaften: des Töpfergeschirrs, Steinguts, Porzellans, der Fayence, Ziegeln, Backsteine, feuerfesten Tiegel und vieler anderer Gegenstände (s. u. Anhang). In Bezug auf den Ackerbau ist der Thon defswegen so wichtig, weil fast keine Pflanze seiner entbehren kann, denn er besitzt vermöge seiner Bildsamkeit so viel Zusammenhalt, dafs die Wurzeln der Pflanzen sich in ihm befestigen können, er ist der Feuchtigkeitsbehälter und läfst, einmal durchtränkt, von oben eindringendes Wasser nicht mehr durch und endlich liefert er die Basis eines der wichtigsten Salze für die meisten Pflanzen: das Kali.

Ultramarin.

§. 432. Ultramarin. In China, Thibet und an wenigen andern Orten findet sich ein seltenes Mineral, welches sich durch eine schöne blaue Farbe auszeichnet und früher häufig als Schmuckstein und zu architectonischen Verzierungen angewendet wurde, der ***Lasurstein.*** Zerrieben und geschlämmt wird er als kostbare Malerfarbe unter dem Namen ***Ultramarin*** in den Handel gebracht. Dieses Mineral besteht wesentlich aus Kieselsäure und Thonerde, enthält aber aufserdem noch Natron, Kalkerde, Schwefelsäure und sehr wenig Eisen und Schwefel; diese beiden letztern

Bestandtheile sind jedoch von Wichtigkeit für die Farbe. Sie wird jetzt fabrikmäfsig, von derselben Schönheit wie die natürliche, aus Thon, Soda, Schwefel oder aus Quarz, gebranntem Alaun, Kohle, Schwefel und Soda dargestellt; eines Zusatzes von Eisen bedarf es nicht, weil davon so viel, als erforderlich ist, einige der Materialien als Verunreinigung enthalten.

10. Beryllium (Be = 87,12). 11. Zirconium (Zr = 419,7). 12. Norium (). 13. Thorium (Th = 743,9).

§. 433. Das Beryllium ist das Radical der Beryllerde $\dddot{\text{Be}}$, auch *Glycinerde* genannt (weil ihre Salze süfs schmecken). Die Beryllerde, in Verbindung mit Kieselsäure und Thonerde ($\dddot{\text{Be}}\dddot{\text{Si}}^3 + 2.\dddot{\text{Al}}\dddot{\text{Si}}^3$) bildet einen werthvollen Edelstein, der *Smaragd* heifst, wenn er grün gefärbt ist, und *Aquamarin*, wenn er farblos ist. Der *Chrysoberyll*, $\dddot{\text{Be}}\dddot{\text{Al}}^3$, ist einer der schönsten Edelsteine von grünlich bläulicher Farbe. Beryllium. Beryllerde.

§. 434. Zirconium ist das Metall eines nicht häufig vorkommenden Oxyds, der Zirconerde $\dddot{\text{Zr}}$, die mit Kieselsäure verbunden, $\dddot{\text{Zr}}\dddot{\text{Si}}$, den *Zircon* (rothgefärbt *Hyazinth*) bildet. Zirconium. Zirconerde.

§. 435. In manchen Zirconen (den norwegischen z. B.) kommt neben der Zirconerde noch eine andere derselben ähnliche Erde vor, welche das Oxyd eines bis jetzt noch nicht näher untersuchten Metalls, Norium, ist. Norerde.

§. 436. Thorium findet sich nur in sehr seltenen Mineralien, dem *Pyrochlor* und *Thorit*, als Thorerde, $\dot{\text{Th}}$, in Verbindung mit Kieselsäure. Diese Erde ist ein weifses Pulver, welches durch sein hohes spec. Gewicht = 9,4 bemerkenswerth ist. Thorium. Thorerde, $\dot{\text{Th}}$.

14. Yttrium. 15. Erbium. 16. Terbium.

§. 437. Eben so selten kommt das Oxyd des Yttriums, die Yttererde, vor, zugleich mit zwei andern Erden, Erbinerde und Terbinerde, deren Eigenschaften noch nicht Yttererde. Erbinerde. Terbinerde.

hinlänglich erforscht sind. Die Mineralien, in denen sie sich finden, sind *Gadolinit*, *Yttrotantal*, *Orthit* und einige andere seltene.

Anhang zu den Alkalien und Erden.

Glas- und Thonwaaren.

Das Glas.

§. 438. Das Glas ist eine zusammengeschmolzene Masse von mehren Silicaten, unter denen die der Alkalien ein Hauptbestandtheil sind, weil sie den eigenthümlichen Aggregatzustand, den wir mit dem Namen „*glasig*" bezeichnen, bedingen. Die geschmolzenen kieselsauren Verbindungen der alkalischen Erden und der Oxyde der schweren Metalle werden beim Erstarren krystallinisch, die kieselsauren Alkalien nicht; den erstern beigemengt, verhindern sie sogar das Krystallisiren derselben, und es entsteht aus solchen geschmolzenen Gemischen beim Erkalten das Glas. Blos Alkalisilicate können aber nicht das Glas, wenn es zu Geräthschaften dienen soll, ausmachen, weil sie von Wasser und Säuren leicht angegriffen werden (s. §. 285 u. 316). Unter den Silicaten, welche die alkalischen Erden bilden können, sind nur wenige tauglich, um zu Glas verarbeitet zu werden, denn die Silicate der Baryterde und Strontianerde sind zu theuer wegen des nicht sehr häufigen Vorkommens dieser Erden, und die Silicate der Magnesia und Thonerde sind sehr schwer schmelzbar, doch können diese beiden Verbindungen ohne Nachtheil für das Glas den andern leichter schmelzbaren Silicaten beigemengt sein. Die Silicate von Kali und Natron nun sind es, welche in der Regel mit denen von Kalkerde oder von Oxyden der eigentlichen Metalle zusammengeschmolzen und zu Glas verarbeitet werden.

Zusammensetzung des Glases.

§. 439. Es besteht das Glas nicht immer aus Doppel-Silicaten von bestimmter chemischer Zusammensetzung, sondern häufig aus solchen und einem Ueberschuſs von Kieselsäure oder einem Ueberschuſs eines der Silicate, denn beide

lösen sich bis zu einer gewissen Grenze in den Doppelsilicaten auf. Indessen ist doch eine gröfsere Menge der Kieselsäure oder eines der Silicate von Einflufs auf die Eigenschaften des Glases. Je mehr der Kieselerdegehalt steigt, desto schwerer schmelzbar wird die Glasmasse, aber das dargestellte Glas widersteht am besten den Einwirkungen derjenigen Substanzen, welche chemisch dasselbe zu zerstören im Stande sind. Je gröfser der Gehalt an Silicaten, namentlich derer der eigentlichen Metalle und insbesondere des Bleioxyds ist, desto leichter schmelzbar ist das Glas, es wird aber auch leicht von Säuren angegriffen. Im Allgemeinen hat sich herausgestellt, dafs in den besten Glassorten das Sauerstoffverhältnifs der Kieselsäure zu dem der Basen wie 4 : 1 oder wie 6 : 1 ist. Das meiste Glas besteht aus Kieselerde, Kali oder Natron und Kalkerde, und enthält, wenn es aus reinen Materialien dargestellt wurde, fast gar keine andern Bestandtheile, oder es enthält im Gegentheil mehre andere Oxyde, unter denen einige das Glas färben, z. B. das Eisenoxydul, Manganoxyd u. a. Eine andere Art Glas, welche sich von dem vorigen durch ein höheres spec. Gewicht und starkes Lichtbrechungsvermögen unterscheidet, besteht aus Kieselerde, Kali und Bleioxyd.

§. 440. Das Gemenge der zur Glasdarstellung erforderlichen Substanzen, der Glassatz, wird für die bleifreien und ganz reinen Gläser aus möglichst reinem Sand, Quarz oder Feuerstein, aus gereinigter Pottasche oder Soda und aus zerfallenem Kalk oder Kreide dargestellt. Die Gemengtheile müssen so viel als möglich in fein vertheiltem Zustande sein, namentlich die Kieselsäure, und wenn daher statt feinen Sandes Quarz angewendet wird, so glüht man diesen erst und wirft ihn dann in Wasser (abschrecken), wodurch er in kleine Stücke zerspringt und diese werden zermahlen. Statt der Soda bedient man sich zuweilen des schwefelsauren Natrons mit einem Zusatz von Kohle, welche die Schwefelsäure zu der vom Natron leichter abscheidbaren schwefligen Säure reducirt; doch ist auf die Menge Der Glassatz.

der Kohle wohl zu achten, denn zu viel davon färbt das Glas braun, oder bildet Schwefelnatrium und dieses färbt das Glas gelblich. Crownglas. Aus Kieselsäure, Kali und Kalkerde (ungefähr im Verhältnifs von 60 : 25 : 12,5) bestehen die farblosen und glänzenden Gegenstände, welche verschiedene Glashütten in Böhmen und Schlesien darstellen, z. B. Flaschen, Gläser, Spiegel, Röhren und geschliffene Fenster, ebenso auch das Crownglas. Spiegelglas. Aus Kieselsäure, Natron und Kalkerde besteht das französische Spiegelglas und überhaupt wird in Frankreich wegen des geringern Preises der Soda diese häufiger als Pottasche zu den reineren französischen Glasarten angewandt.

Krystallglas. Kieselsäure, Kali und Bleioxyd ist der Glassatz für das sogenannte englische Krystallglas, für das zu Flintglas. optischen Geräthen besonders taugliche Flintglas und für den zur Anfertigung künstlicher Edelsteine gebräuchlichen Strass. Strafs. Der Sauerstoff der Basen im Krystallglase verhält sich zu dem der Kieselsäure wie 1 : 7 bis 1 : 9, der des $\dot{K} : \dot{Pb} = 1 : 1$ bis $1 : 2{,}5$; im Flintglas ist Sauerstoff des $\dot{K} : \dot{Pb} = 2 : 3$ und beider zu dem der Kieselsäure $= 1 : 4$, im Strafs ist $\dot{K} : \dot{Pb} = 1 : 3$. Man wendet für Bleigläser ebenfalls die reinsten Materialien an, reinen Sand oder gemahlenen Quarz, gereinigte Pottasche und Bleiglätte oder Mennige. Die daraus angefertigten Gegenstände haben ein hohes spec. Gewicht (bis über 3,6), während das des bleifreien Glases nicht über 2,5 beträgt.

Es ist sehr schwierig, ganz eisenfreie Substanzen zu den reinen Gläsern zu bekommen und selbst eine kleine Menge Eisenoxydul färbt das Glas sehr merklich grün, während ein wenig Eisenoxyd gar nicht färbt; man sucht daher ersteres stets in letzteres umzuwandeln und setzt defshalb oxydirende Körper während des Schmelzens zu, z. B. Salpeter, Braunstein oder weifsen Arsenik (arsenige Säure). Von Braunstein und Arsenik mufs jedoch vorsichtig Anwendung gemacht werden, denn zu viel Braunstein färbt das

Glas violett und zu viel arsenige Säure macht es undurchsichtig.

Ordinäres Glas.

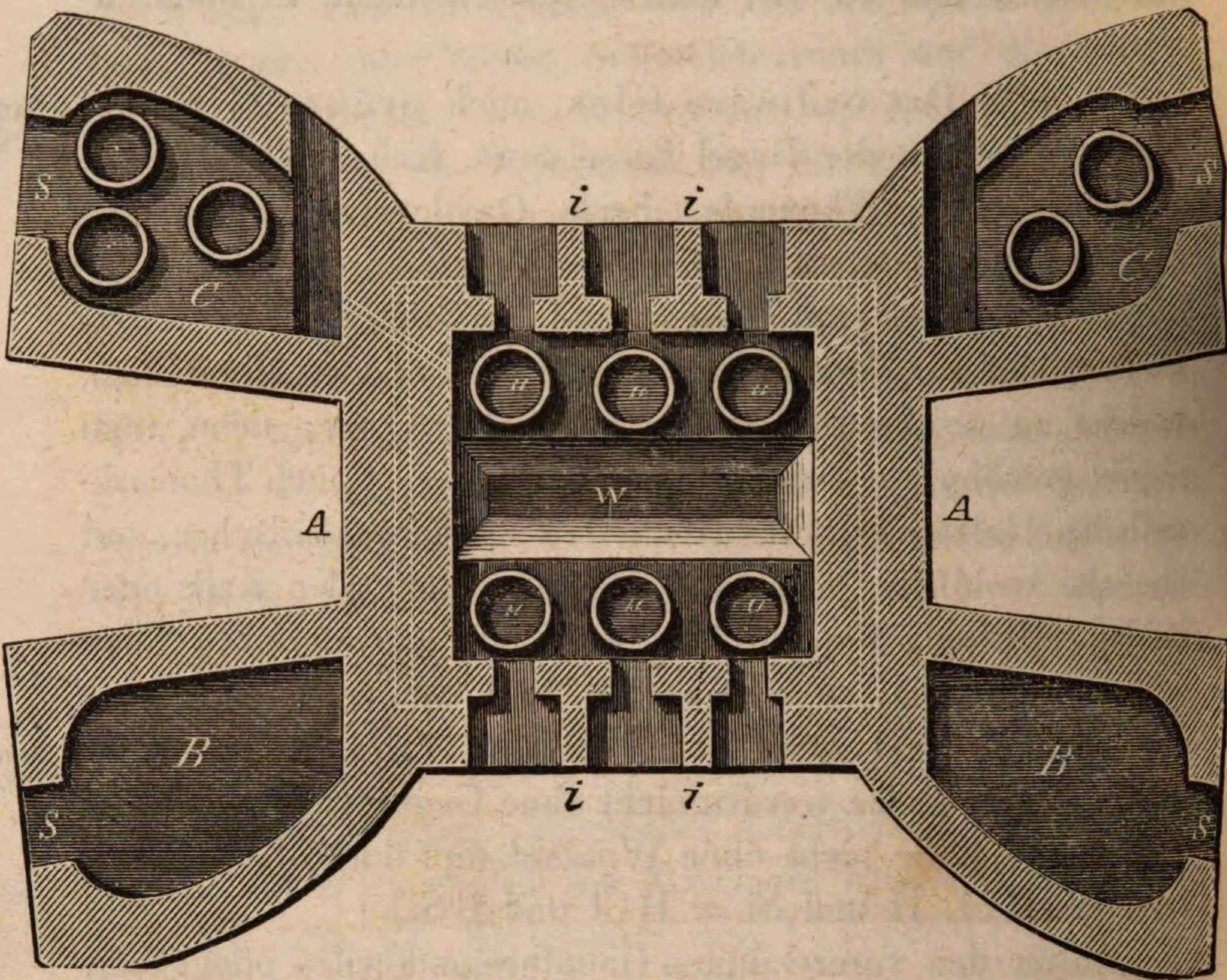
§. 441. Das ordinäre Glas, auch grünes Glas genannt, enthält in der Regel Kieselsäure, Kali, Kalkerde, Natron, Magnesia, Thonerde, beide Oxyde des Eisens und Mangans. Die letztern, welche die dunkle (grüne Eisenoxydul, braune Eisen- und Manganoxyd) Farbe des Glases verursachen, sind zufällige Beimengungen der unreinen Materialien, welche zu solchem Glassatz gewählt werden; denn man nimmt gewöhnlichen eisenschüssigen Sand (der auch Thonerde enthält), Holzasche, Seifensiederflufs, Seifensiederäscher und ähnliche wohlfeile Nebenprodukte, die Kali oder Kalk oder beides enthalten. Finden sich unter ihnen schwefelsaure Salze oder Chlormetalle, so schwimmen diese auf dem schmelzenden Glassatz und werden abgeschöpft (*Glasgalle*); denn schwefelsaure Salze werden nicht ohne Gegenwart von Kohle und Chlormetalle nicht ohne Wasserdampf durch Kieselsäure zersetzt (RCl, $\dot{H}$ und $\dddot{Si} = HCl$ und $\dot{R}\dddot{Si}$). Glasgalle.

Aufser den vorerwähnten Hauptbestandtheilen pflegt man gewöhnlich zu dem Glassatz eine gewisse Quantität Glasscherben hinzuzufügen. Bei reinem Glas werden Scherben von reinem, bei ordinärem Glas Scherben grünen Glases oder, wo man es haben kann, verschiedene Silicate genommen, die in der Natur vorkommen, wie Basalt, Klingstein, Pechstein, Lava, Bimsstein, oder Schlacken von Hohöfen, die aber stets ein sehr dunkel gefärbtes Glas liefern.

Der Glasofen.

§. 442. Die Anfertigung von Glas geschieht in eigens dazu erbauten Oefen, in deren Schmelzraum 6 oder mehr Tiegel aus feuerfestem Thon *u* (die Glashäfen) auf Bänken so hoch stehen, dafs ihr Rand wenig unter den Arbeitsöffnungen *e* (Fig. 45.) sich befindet. Mit dem Schmelzraum sind häufig zwei oder vier Seitenflügel *B*, *C* (Fig. 44.) verbunden, von denen zwei, *CC*, überdies noch durch eine besondere Feuerung heizbar, zur vorbereitenden Erhitzung des Glassatzes und der Häfen, die beiden andern *BB* als Kühlöfen dienen. Manche Oefen haben hinter den Flügeln *C* noch einen gro-

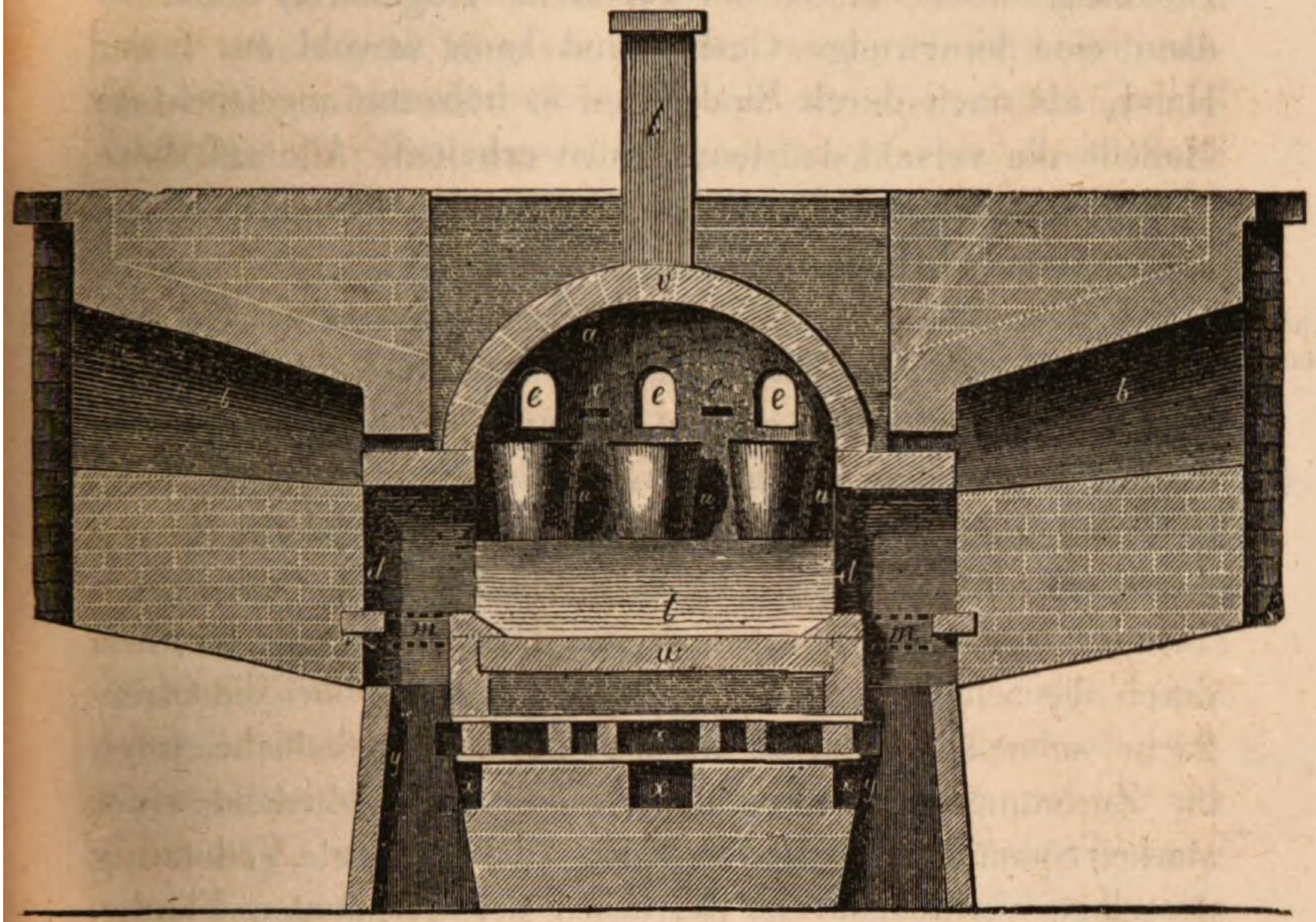
Fig. 44.



ſsen Trockenraum für das Holz. Denn das Holz, welches zum Heizen der Glasöfen gebraucht wird, muſs sehr trocken, fast gedörrt sein, um eine recht hohe Temperatur zu geben und während des Brennens durch Entweichen der Wasserdämpfe keine Kohlenstücke herumschleudern zu lassen.

Fritten. Ehe der Glassatz in die Schmelztiegel kommt, wird er zuvor in den Tiegeln im Raum *CC* stark erhitzt (gefrittet), wobei alles Wasser entweicht und schon eine Einwirkung der Kieselsäure auf die Basen statt findet, ohne daſs Schmelzung eintritt. Dann wird er in 3 verschiedenen Portionen nach und nach in die Glashäfen eingetragen und nieder geschmolzen. Während des Schmelzens muſs die Temperatur sehr hoch gesteigert werden (Heiſsschüren), damit die Masse dünnflüssig werde, die Kohlensäureblasen leicht entweichen können und alle noch nicht gelösten gröberen Stücke (wie Sandkörner oder thonige Bestandtheile) vollkommen gelöst werden. Wenn dieses geschehen ist, läſst man den

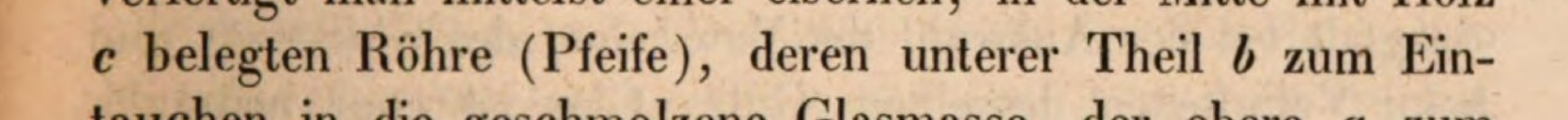
Fig. 45.



Ofen etwas erkalten (Kaltschüren), damit der Glassatz ein wenig dickflüssiger werde, denn nur so kann er zweckmäſsig verarbeitet werden.

§. 443. Alle Gegenstände, die nicht gegossen werden, verfertigt man mittelst einer eisernen, in der Mitte mit Holz *c* belegten Röhre (Pfeife), deren unterer Theil *b* zum Eintauchen in die geschmolzene Glasmasse, der obere *a* zum Verarbeitung des Glases.

Fig. 46.



Einblasen dient. Mit Hülfe der Pfeife werden die mannigfachsten Gegenstände verfertigt, der Arbeiter taucht das untere Ende derselben in die schmelzende Masse, zieht das daran Haftende heraus und bläst unter stetem Drehen, Schwingen, bald Vertical-, bald Horizontalhalten in die weiche Masse hinein, bis dieselbe zu erstarren anfängt und in diesem Falle wärmt er sie in der Arbeitsöffnung wieder an. Die

Die ausgeblasene Masse hat zuerst die Kugelform, bekommt dann eine birnförmige Gestalt und kann sowohl aus freier Hand, als auch durch Eindrücken in hölzerne angefeuchtete Modelle die verschiedensten Formen erhalten. Alle auf diese Weise angefertigten Glasgeräthschaften bezeichnet man mit dem Namen Hohlglas.

Eigenschaften des Glases.

§. 444. Die fertigen Gegenstände werden in den Flügeln *B* (Fig. 44.) oder in einem besondern Ofen (Kühlofen), welcher bis zur Rothgluth geheizt und nach der Anfüllung zugemauert wird, einer langsamen Abkühlung unterworfen. Dies ist unumgänglich nöthig, um die angefertigten Sachen gegen das leichte Zerspringen beim kleinsten Stofs oder geringsten Temperaturwechsel zu schützen. Das Glas hat nämlich durch die schnelle Abkühlung beim Blasen, wobei die Oberfläche schneller erstarrte als die darunter befindliche noch im Zusammenziehen begriffene Masse, den Zustand einer starken Spannung erhalten und die unbedeutendste Verletzung desselben verursacht ein Zerreifsen der gespannten Fläche. Beweis dafür sind die Glastropfen und *Bologneser Fläschchen*. Eine Anwendung von dieser Eigenschaft macht man beim Spalten des Glases durch Diamanten, oder beim Zertheilen von Röhren durch Einschnitte mit dreikantigen Feilen.

Zersetzbarkeit.

Die Eigenschaften des Glases richten sich nach der Sorgfalt bei der Auswahl der Materialien des Glassatzes und beim Verarbeiten desselben. Gutes Glas ist ganz homogen in seiner Masse, es zeigt keine unaufgelösten Körner oder Blasen (zu niedrige Temperatur oder falsch gewählter Satz), keine farbigen Streifen (ungelöste färbende Metalloxyde in einem farblosen Satz). Es mufs eine vollkommen glatte Oberfläche haben und den Einwirkungen der Atmosphäre und der starken Säuren und wässerigen Lösungen der Alkalien lange Zeit widerstehen. Dies findet meistens bei solchen Gläsern statt, die einen grofsen Gehalt von Kieselerde besitzen. Je gröfser der Alkaligehalt ist, desto leichter wird das Glas chemisch zerstört. Dieses zeigt sich beim öftern starken Erhitzen eines solchen Glases, z. B. schon während des Aus-

blasens; am besten, wenn Glas unter gewissen Umständen lange erhitzt und langsam erkaltet wird, es entweicht alsdann Alkali und das Glas wird matt, undurchsichtig und krystallinisch *(Réaumursches Porzellan)*. Das gewöhnliche grüne Glas oder das halbweiſse, welches zu Fensterscheiben benutzt wird, zeigt die Zersetzung durch die Feuchtigkeit der Atmosphäre an den Farben der dünnen Blättchen, die sich an alten Fenstern von Ställen bisweilen beobachten lassen, und durch feine Schuppen ausgesonderter Kieselsäure hervorgebracht werden. Das Glas ist so elastisch, daſs man dünne Fäden desselben zu Ringen zusammenbiegen und zu Geweben verarbeiten kann. Plötzliche Ausdehnung durch Wärme und schnelles Zusammenziehen beim Erkalten kann dünnes Glas gut ertragen, wird aber ein dickes Glas schnell erwärmt, so dehnt sich die der Wärmequelle zugewendete Seite schneller als die innere, und zufolge der Spannung, welche die innern Theile schon besitzen, und weil sie nicht eben so schnell dieselbe Ausdehnung wie die zuerst erwärmten erhalten können, findet ein Zerreiſsen des Glases statt. Man macht von dieser Eigenschaft dicken Glases oft Anwendung zum Absprengen von manchen Theilen der Gefäſse, z. B. der Retorten und Kolbenhälse.

Elasticität.

Zerspringen.

§. 445. Gefärbtes Glas kann durch den Zusatz mehrer Metalloxyde, die sich im Glase auflösen, dargestellt werden. Das ordinäre Glas ist z. B. durch die Verunreinigungen, welche der Glassatz an den Oxyden des Eisens und Mangans enthält, schmutzig grün oder bräunlich gefärbt. Reinere und schönere Farben theilt man dem weiſsen Glase mit und zwar Grün durch Chromoxyd oder Kupferoxyd, Schwarz durch Kobalt- und Eisenoxyd, Violett durch Manganoxyd, Blau durch Kobaltoxyd, undurchsichtig blau (türkisblau) wird es durch Zusatz von Knochenasche zum Kobaltoxyd, Rubinroth und Rosenroth durch Goldpurpur, Dunkelpurpurroth durch Kupferoxydul, in dünner Schicht über weiſses Glas verbreitet *(Ueberfangglas)*, Gelb durch Anti-

Gefärbtes Glas.

monoxyd oder Silberoxyd, Grünlichgelb durch Uranoxyd.

Künstliche Edelsteine.

Auf dieselbe Weise werden künstliche Edelsteine dargestellt und man erhält z. B. durch Zusatz von 1 p. C. Eisenoxyd Topas, durch $2\frac{1}{2}$ p. C. Manganoxyd Rubin, durch $1\frac{1}{2}$ p. C. Kobaltoxyd Sapphir, durch Kupfer- und Chromoxyd Smaragd u. s. w. Als Grundmasse für diese Edelsteine wählt man den Strafs, welcher ungefärbt sehr rein und stark lichtbrechend und geschliffen dem Diamant ähnlich ist.

Bemaltes Glas und Porzellan.

§. 446. Mit solchen gefärbten Gläsern werden auch Glas und Porzellan bemalt. Man wählt als Flufs ein leicht schmelzbares Glas, gewöhnlich aus Bleioxyd, Quarz und Borax bestehend, pulverisirt dieses, mischt dann die färbenden Metalloxyde zu und trägt das Pulver, mit Terpenthinöl angerieben, auf das zu bemalende schwer schmelzbare Glas oder Porzellan auf. Der bemalte Gegenstand wird alsdann in einem Ofen erhitzt, bis der Glasflufs schmilzt, wobei das darunter befindliche Glas oder Porzellan noch nicht schmilzt (s. §. 452).

Undurchsichtiges Glas. Email.

§. 447. Email ist ein Glasflufs, welcher durch gewisse Beimengungen undurchsichtig gemacht ist und zum Ueberzug auf anderm Glas oder auf Metall dienen soll, z. B. auf die Zifferblätter der Uhren, die meist aus Kupferblech bestehen. Als Mittel zum Undurchsichtigmachen wendet man Zinn- und Bleioxyd, Antimonoxyd oder arsenige Säure (weifsen Arsenik) an.

Beinglas, Milchglas.

Beinglas (Milchglas) ist ähnlich wie das Email ein durch Zusatz von Knochenasche schwach durchscheinend gemachtes Glas. Die phosphorsaure Kalkerde nämlich löst sich nicht im Glase zu einer durchsichtigen Masse auf und dasselbe thut Zinnoxyd und weifser Arsenik. Die Lampenkugeln, Vasen, bestehen aus Milchglas.

Alabasterglas.

Die Undurchsichtigkeit des sogenannten Alabasterglases beruht auf der Anhäufung von Kohlensäurebläschen in der Glasmasse. Der Glassatz wird nämlich bei so niedriger Temperatur verarbeitet, dafs die Kohlensäure des Alkalis aus der zähflüssigen Masse nicht entweichen kann.

Gefässe

§. 448. Die Thonwaaren lassen sich nach gewissen

physikalischen Eigenschaften in zwei grofse Klassen theilen, deren Abarten wieder verschiedene Namen führen. Der Repräsentant für die eine Klasse ist das Porzellan und zu ihm gehören das Steingut und Wedgewood, für die andere Klasse ist es Fayence und hierzu gehören die gemeinen Töpfergeschirre, die Alkarazzas, Majolikageschirre und alle aus den ältesten Zeiten herrührenden Thonwaaren. aus Thon.

§. 449. Die Eigenschaften des Thons, auf denen seine Anwendung zu Geräthschaften beruht, sind schon oben (§. 431.) zum Theil angeführt. Hier ist nur noch folgendes zu ergänzen: wenn der Thon vermischt wird mit einem schmelzbaren Silicat oder mit Oxyden, die ihm beim Erhitzen Kieselsäure entziehen und mit dieser und der kieselsauren Thonerde des Thons schmelzbare Doppelsilicate bilden können, so bildet sich, wenn ein solches Gemisch einer hohen Temperatur ausgesetzt wird, eine auf dem Bruch glasige und durchscheinende Masse, welche dadurch entsteht, dafs das schmelzende Silicat mit der unschmelzbaren Thonmasse zusammenfliefst und so aus beiden ein gleichartiges Ganze entsteht. Eine solche Masse wird Porzellan genannt, wenn sie aus Thon von primärer Lagerstätte und reinen Zusätzen bereitet wird, Steingut aber, wenn sie aus Thon von secundärer Lagerstätte dargestellt ist. Beide unterscheiden sich von einander nur durch das äufsere Ansehn, indem Porzellan immer weifs, das Steingut aber häufig röthlich, grau oder gelb gefärbt ist.

Unterschied zwischen Porzellan, Steingut,

Finden sich dem Thon keine schmelzbaren Substanzen beigemengt, so liefert er nach dem Brennen nur eine poröse Masse, die Wasser durchläfst und mit einer Glasur versehen werden mufs, wenn ein solches Thongeschirr wasserdicht sein soll. Die Glasur schmilzt beim Brennen nur auf der Oberfläche des Geschirrs fest und man erhält daher auf diese Weise eine Masse, deren Bruch im Innern erdig ist und auf deren beiden Seiten sich dünne Blättchen eines glasigen Ueberzugs befinden. Zu dieser Gattung von Geschirren gehört das Fayence, welches sei-

Fayence und Töpfergeschirr.

nen Namen von der Stadt Faënza in Italien hat, die Töpfergeschirre u. dgl., welche sich wiederum unter einander wie das Steingut vom Porzellan durch die gröfsere oder geringere Reinheit des zu ihnen angewandten Thons unterscheiden.

Vorzug des Porzellans.

Für den häufigen Gebrauch sind die Porzellangefäfse den Fayencegefäfsen vorzuziehen, denn erstere sind weit haltbarer als letztere und diese vertragen aufserdem den Temperaturwechsel zwischen heifsem und kaltem Wasser nicht, weil die Glasur sich anders ausdehnt als die darunter befindliche Masse, also leicht Risse bekommt.

Porzellan. Die Materialien zur Anfertigung desselben.

§. 450. Das Porzellan. Nur Thon von primärer Lagerstätte kann zur Anfertigung von Porzellan gebraucht werden, denn der andere giebt wegen seiner Verunreinigung mit Eisenoxyd und andern färbenden Metalloxyden kein weisses Porzellan. Jener Thon enthält aufser der oben (§. 430.) angeführten kieselsauren Thonerde, welche als wesentlicher Bestandtheil *Porzellanerde* oder *Kaolin* genannt wird, noch freie Kieselerde in so fein vertheiltem Zustande, dafs sie durch Schlämmen vom Thon nicht zu entfernen ist, ferner gröbere Quarzstücke und sehr geringe Mengen von Kali, Kalkerde und Eisenoxyd. Die Porzellanerde wird vom Quarz durch Schlämmen befreit und dann mit der gehörigen Menge fein gemahlenen Pulvers der schmelzbaren Substanz, als welche meist Feldspath, aber auch Kreide, Gyps, Schwerspath genommen werden, vermischt. Ist der Thon aus reinem Feldspath entstanden, so enthält er weniger Kieselerde, als der aus zersetztem Porphyr (der häufigste) entstandene und dann bedarf er noch eines Zusatzes von Quarz, damit beim Brennen die Geschirre nicht zu weich werden und sich verziehen.

Verarbeitung der Materialien.

§. 451. Die Porzellanerde und der fein gemahlene Feldspath, beide aufs Innigste nafs durch einander geknetet, werden nach schwachem Trocknen noch feucht zusammengeballt und so entweder auf der Drehscheibe aus freier Hand oder, in bestimmte Modelle gedrückt, zu den mannigfaltigsten Gegenständen verarbeitet. Die geformten Sachen werden luft-

trocken gemacht und dann in der mittleren (wenn der Ofen drei hat) oder in der untern Etage *A* des Ofens (wenn derselbe blos zwei hat) bis zur schwachen Rothgluth erhitzt (verglüht), wodurch sie ziemlich fest zusammensintern und eine poröse, klingende Masse bilden, die Wasser leicht aufsaugt. In diesem Zustande werden sie glasirt, d. h. man taucht sie in Wasser ein, in welchem fein geriebener Quarz und Porzellanerde oder Gyps, Kieselerde und zermahlne Porzellanscherben suspendirt sind; das Geschirr saugt Wasser ein und die suspendirten Substanzen setzen sich auf der Oberfläche desselben ab. Nach hierauf erfolgtem Lufttrocknen werden die Geschirre in der untersten Etage *A* des Ofens gut oder gar gebrannt. Beim Verglühen sowohl als beim Garbrennen befinden sich die gröfseren Geschirre in besondern aus feuerfestem Thon (Charmotte) gebrannten Kapseln (Fig. 48.) *), die es verhüten, dafs sich dasselbe nicht verziehe, da es bis zum Weichwerden der ganzen Masse erhitzt werden mufs. Die Kapseln stehen in Stöfsen über einander und werden durch die Thüren *a* eingesetzt, welche nach dem Einsetzen während des Garbrennens zugemauert sind. Rings im Ofen stehen Kapseln mit kleineren Ge-

Verglühen der Geschirre.

Glasiren.

Garbrennen.

Fig. 47.

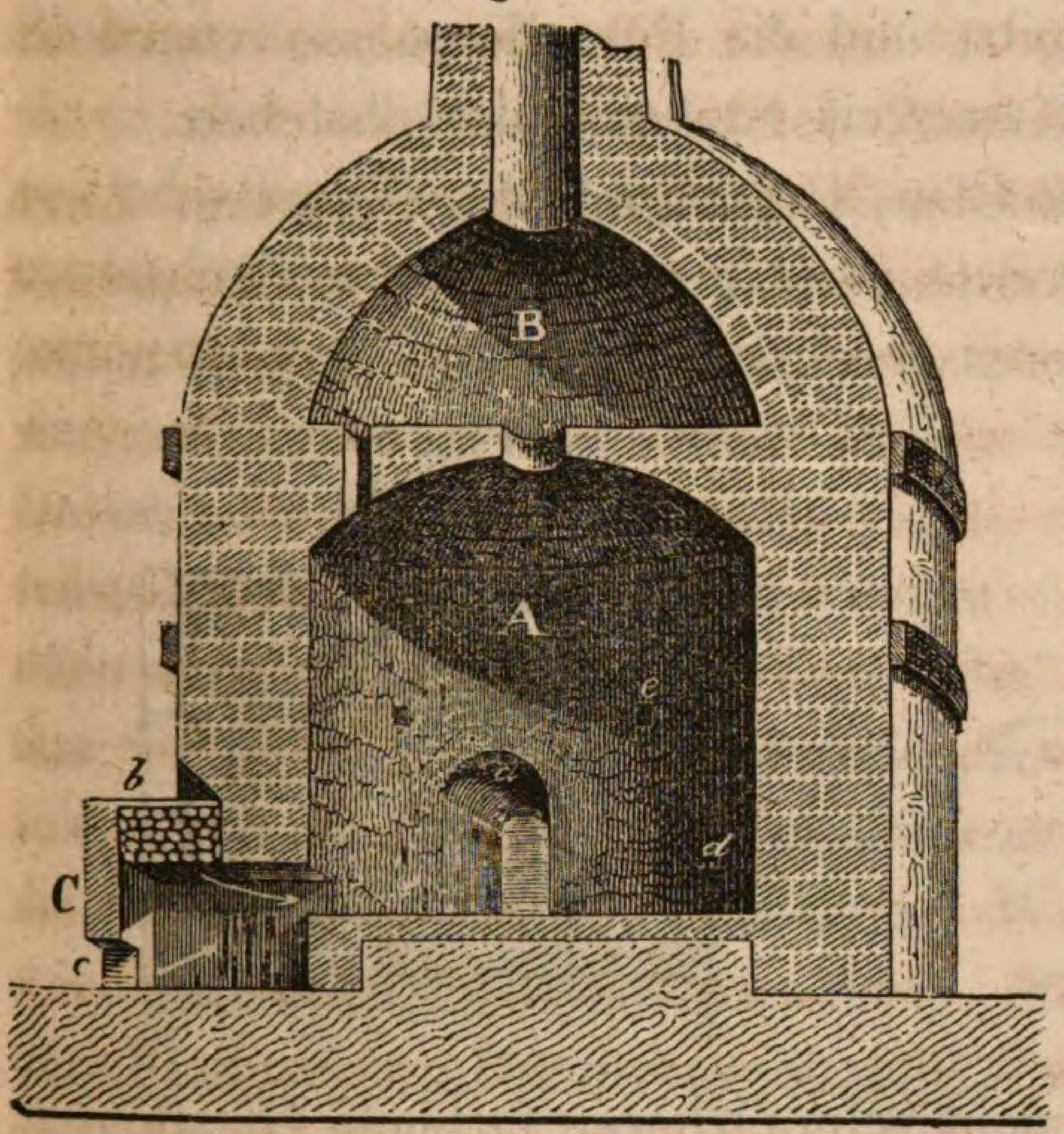


Fig. 48.



*) Die frisch gefertigten Kapseln werden in der Etage *B* des Ofens (Fig. 47.) gebrannt. Geheizt wird der Ofen durch 3 Feuerungen *C*, in welche das Brennmaterial anfangs durch *c* eingebracht, später aber auf *b* aufgegeben wird.

genständen, von denen man einen oder den andern durch kleinere Oeffnungen *ee* von Zeit zu Zeit herausziehen (Probeziehen) und nach seiner Beschaffenheit den Gang des Ofens beurtheilen kann. Die aus den verschiedenen Theilen des Ofens gezogenen Proben zeigen, wenn das Gutbrennen vollendet ist, eine vollkommen geflossene Glasuroberfläche. Die Zusammensetzung der Glasurmasse mufs der der Porzellanmasse entsprechend gewählt sein, damit der Grad, bei welchem die Glasur schmilzt und die Porzellanmasse weich zu werden anfängt, nicht zu weit von einander abstehen.

Bemaltes Porzellan.

§. 452. Wie das Glas, kann auch das Porzellan durch Metalloxyde gefärbt werden und zwar unter der Glasur und auf der Glasur. Letzteres geschieht in Muffeln (Fig. 49 u. 50.)

Fig. 49.

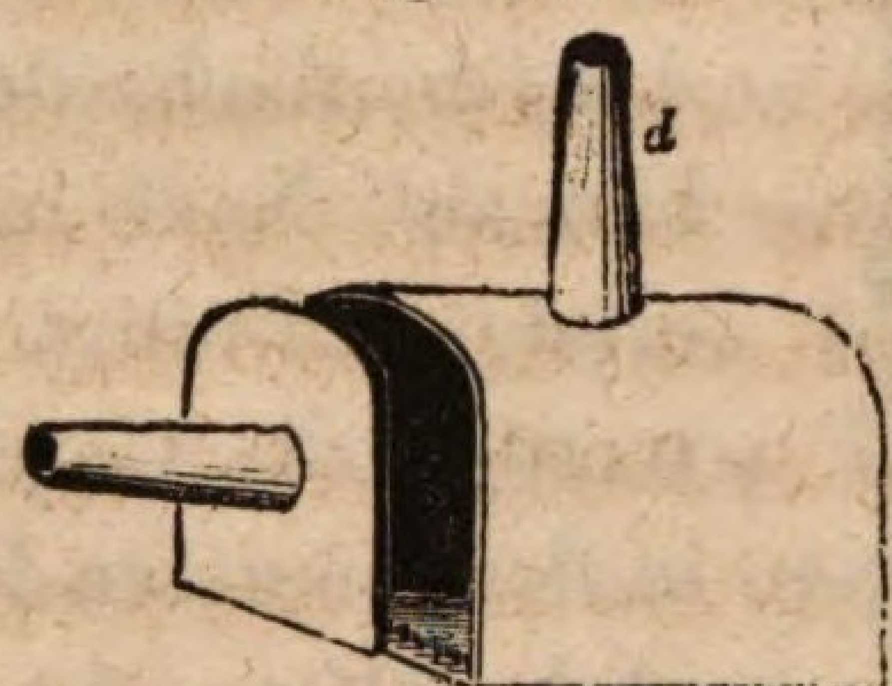
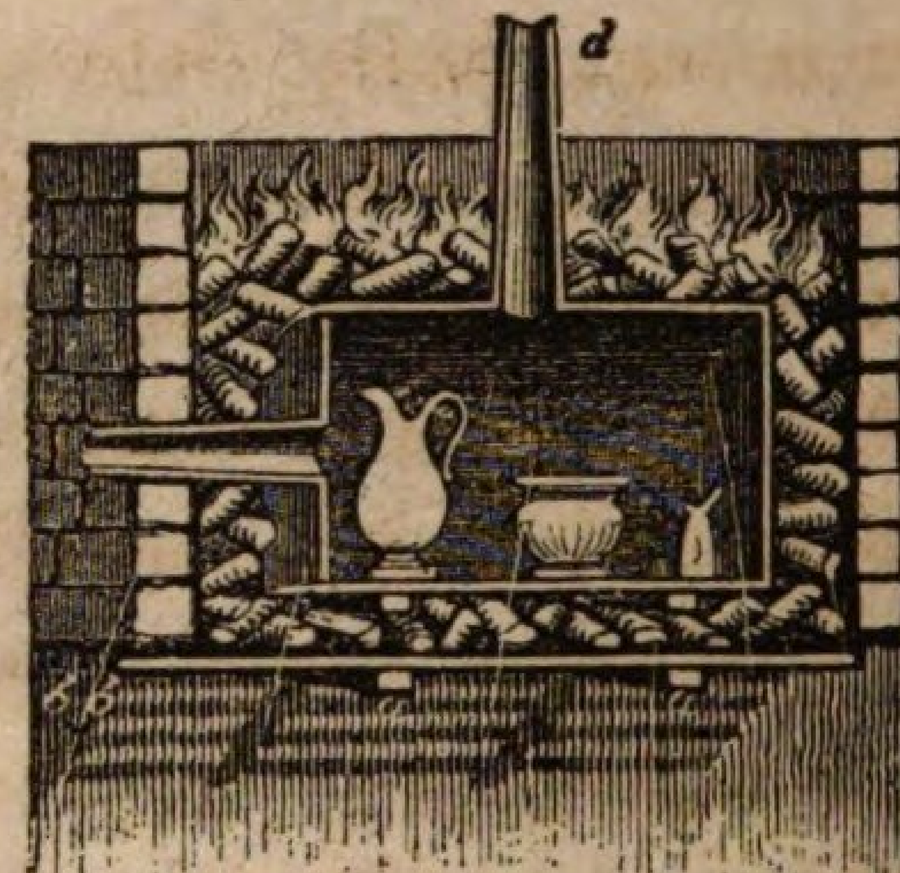


Fig. 50.



durch Einbrennen mit leicht schmelzbaren farbigen Glasflüssen, ersteres durch Auftragen der Farbe auf die verglühten Geschirre, welche alsdann glasirt und fertig gebrannt werden. Zu Farben unter der Glasur können nur Chromoxyd (Grün), Uranoxydul (schwarz) und Kobaltoxyd (blau) angewendet werden.

Gesundheitsgeschirr.

§. 453. Gesundheitsgeschirr ist ebenfalls ein Porzellan, aber von geringerem Werth; es wird aus Porzellanerde und Thon von secundärer Lagerstätte (5 : 2) bereitet. Die Masse hat gröfsere Bildsamkeit und läfst sich schneller verarbeiten als die feine Porzellanmasse.

Steingut.

§. 454. Steingut, in seiner Zusammensetzung dem Porzellan ähnlich, wird aus den plastischen Thonen von secundärer Lagerstätte, welche aufser Eisenoxyd und Kali

meist noch Kalkerde enthalten, bereitet; zuweilen enthalten die Thone Kieselerde genug, um als solche eine taugliche Masse liefern zu können, zuweilen ist ein Zusatz von Sand erforderlich. Die Masse wird durch die hohe Temperatur beim Brennen weich wegen der Beimengungen von Kalk und Eisenoxyd, welche sich mit der Kieselerde zu schmelzbaren Silicaten verbinden und mit dem Thon zusammenschmelzen. Die Steingut-Geschirre sind daher dicht für Flüssigkeiten, auch ohne Glasur — wie es auch die unglasirten aber sehr stark erhitzten Porzellangefäfse sein würden — indessen pflegt man auch den Steingutwaaren, um ihre ungleichartige Oberfläche glänzend zu machen, eine Glasur mitzutheilen. Dies geschieht entweder durch eine in ihrer Zusammensetzung dem Glase ähnliche Masse (z. B. Schlacken, Laven u. dgl.), die, fein pulverisirt, auf die geformten Geschirre aufgebeutelt und im Feuer fest aufgebrannt wird, oder durch das Salzglasiren. Im letztern Fall wird in den Ofen gegen Ende des Brandes Kochsalz geworfen; dieses wird bei der hohen Temperatur flüchtig und umgiebt die Geschirre an ihrer Oberfläche. Wenn hier das Kochsalz mit der Kieselsäure des Geschirrs und dem Wasserdampf der Flamme in Berührung kommt, so zersetzt es sich in Chlorwasserstoff und Natron ($NaCl$ und $\dot{H} = \dot{Na}$ und HCl). Das Alkali verbindet sich mit der Kieselsäure und das kieselsaure Natron mit andern Silicaten des Geschirrs zu einem schmelzenden Glas, welches die ganze Oberfläche der Geschirre bedeckt. Das Brennen geschieht in einfachen Oefen von roher Ausführung, weil man keine Sorgfalt gegen die Verunreinigung des Steinzeugs zu nehmen braucht, denn die Steingutgeschirre sind alle an der Oberfläche gefärbt, roth, gelblich oder braun. Sie werden gewöhnlich zur Aufbewahrung und Verschickung von verschiedenen Flüssigkeiten, Mineralwässern, Säuren u. dgl. angewendet.

Glasiren desselben

durch Kochsalz.

Brennen der Steingutgeschirre.

§. 455. Die Wedgewood-Geschirre gehören in die Klasse der Steingutwaaren und werden durch Mengen von

Wedgewood-Geschirre.

Thon mit Quarz (Feuerstein) und Schwerspath oder Gyps bereitet. Beim Brennen entstehen daraus Silicate von Thonerde, Baryterde oder Kalkerde, welche gewöhnlich in der Masse durch Metalloxyde gefärbt werden und zwar schwarz, grün oder blau. Diese Art Geschirre werden häufig mit verschiedenfarbigen Verzierungen in erhabener Arbeit auf dunkelm Grunde versehen und so die antiken Vasen nachgeahmt. Gewöhnlich sind sie nicht glasirt, sondern zufolge ihrer Zusammensetzung bilden die Bestandtheile eine glänzende, geschmolzene Oberfläche. Bisweilen aber glasirt man sie mit einem Gemisch von Kochsalz, Pottasche und Bleioxyd. Das Brennen der Wedgewoodgeschirre geschieht in besondern Kapseln.

Fayence. §. 456. Die F a y e n c e ist eine Art Thongeschirre ohne Beimischung eines schmelzbaren Silicats, überzogen mit einer weifsen durchsichtigen oder mit einer emailartigen undurchsichtigen Glasur. Sie wird bereitet aus Thonen von secundärer Lagerstätte, welche mit gepulvertem Feuerstein gemengt werden. Die aus solcher Masse angefertigten Gegenstände schmelzen selbst bei sehr hoher Temperatur nicht, da aber die Thone färbende Metalloxyde enthalten, so werden sie schwach gelblich oder mehr oder weniger stark roth. Die beim Brennen nur schwach sich färbenden Thone überzieht man mit einer durchsichtigen Glasur aus Sand, Borax, Mennige und Pottasche und dieses sind die jetzt üblichen

Majolika. Fayence-Geschirre. Diejenigen, welche wegen der rothen Farbe der gebrannten Thone mit undurchsichtiger Glasur überzogen werden mufsten, waren früher die einzig dargestellten, und davon sind jetzt noch als Seltenheiten die sogenannten M a j o l i k a - Geschirre bekannt. Jetzt fertigt man eine derartige Fayence nur noch zu den Ofenkacheln, Platten zum Täfeln und zu einigen wenigen Gefäfsen, und man kann derartige Gegenstände mit Recht in die Klasse der Töpfergeschirre rechnen.

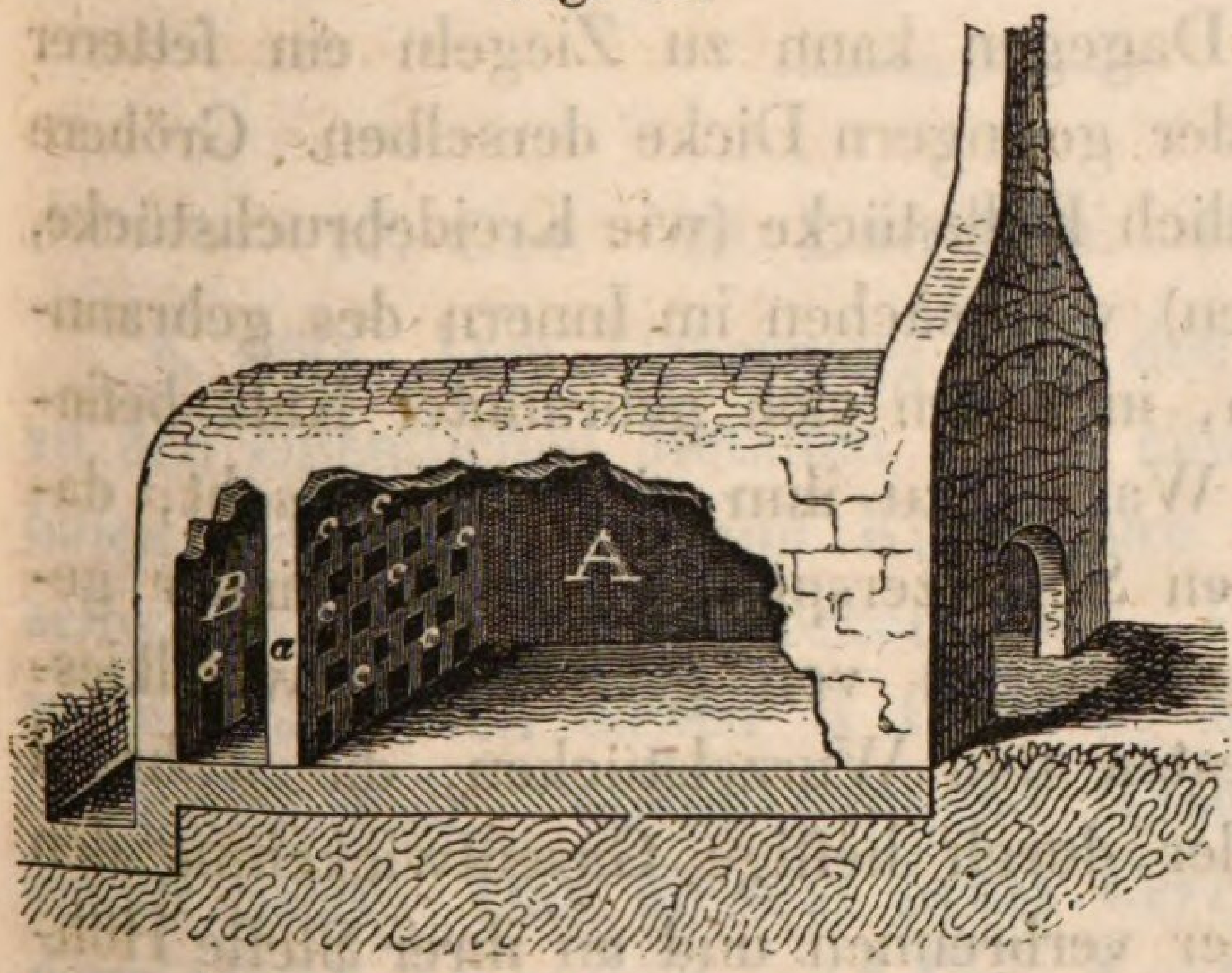
Die Anfertigung der Fayence-Geräthe geschieht auf ähnliche Weise wie die der Porzellangeschirre, eben so das

Glasiren und Brennen, letzteres aber bedarf nicht gleich grofser Vorsicht und da die Fayencegeschirre sich beim Brennen nicht verziehen, so stellt man viele derselben in hohlen Kapseln (Kokern) über einander. Wegen ihrer Zerbrechlichkeit und der Unhaltbarkeit ihrer Glasur pflegt man die Fayencegeschirre nicht mit Malereien zu verzieren, aber man druckt Kupferstiche unter die Glasur.

§. 457. Das gewöhnliche Töpfergeschirr ist eine der Fayence ähnliche Masse, die aber aus dem Thone geringster Qualität angefertigt wird, welcher so viel Eisenoxyd und andere Beimengungen enthält, dafs er beim Brennen roth wird. Er ist an der Erdoberfläche sehr verbreitet (Töpferthon, Lehm, Mergel u. dgl.) und wird nur wenig zubereitet, sei es durch Schlämmen oder durch Vermischen fetter und magerer Thonsorten oder durch Kneten mit Händen, um gröbere Bruchstücke von Steinen zu entfernen. Die Geschirre von diesem Thon werden aus freier Hand auf der Drehscheibe angefertigt und entweder glasirt oder unglasirt gebrannt. Das Brennen geschieht in liegenden Oefen *A* (Fig. 51.) bei schwachem Feuer. Die unglasirten Geschirre sind daher sehr porös und wasserundicht; sie werden als solche zu verschiedenen Zwecken, z. B. zu Blumentöpfen, Zukkerhutformen, Kühlkrügen (Spanisch *Alcarazzas*) angefertigt. Sollen die Töpfergeschirre wasserdicht werden, so glasirt man sie und wendet in der Regel dazu eine wohlfeile Glasurmasse aus Lehm und Bleiglanz (Schwefelblei) an, wodurch ein Ueberzug von einem Bleiglas entsteht. In der Ofenhitze zersetzt sich nämlich das Schwefelblei in schweflige

Töpfergeschirr.

Fig. 51.



Bleiglasur. Säure und Bleioxyd, welches sich mit Kieselsäure des Thons verbindet. Da indessen oft bei diesem Glasurgemisch so viel Bleioxyd angewendet und so schwach gebrannt wird, dafs es sich nicht mit der Kieselsäure verbindet und daher Säuren und saure Speisen Bleioxyd auflösen, so wendet man auch statt dessen andre, bleifreie Glasuren, wie Hochofenschlacken u. dgl. an, welche gepulvert auf die zu glasirenden Geschirre gestäubt oder mit Wasser angerührt als dicker Brei auf dieselben aufgegossen werden. Meistens werden die Glasuren durch Metalloxyde gefärbt, durch Kupferasche grün, durch Schwefelspiefsglanz gelb, durch Eisenoxyd roth.

Backsteine und Ziegeln. §. 458. Backsteine und Ziegeln werden wie Töpfergeschirre aus den verschiedensten Thonen gearbeitet. Es ist hierbei zu berücksichtigen, dafs der Thon nicht zu fett sei (Lehm), aber auch nicht zu mager (Mergel) und dafs er keine gröberen Stücke von Kalk, Geröllen oder gröfsere Pflanzenreste (Wurzelstücke u. dgl.) enthalte. Backsteine aus zu fettem Thon schwinden zu sehr, verwerfen sich leicht beim Brennen und reifsen, aus zu magerem Thon aber werden sie zu mürbe. Dagegen kann zu Ziegeln ein fetterer Thon dienen wegen der geringern Dicke derselben. Gröbere Steinchen und namentlich Kalkstücke (wie Kreidebruchstücke, kalkige Versteinerungen) verursachen im Innern des gebrannten Steins Höhlungen, in denen sich gebrannter Kalk befindet, der sich, wenn Wasser zu ihm eindringt, löscht, dadurch aufbläht und den Stein zersprengt. Nicht minder gefährlich wirken Beimengungen von gröbern Schwefelkiesstückchen, Pflanzenresten und Wurzelstücken, die während des Brennens entweder durch heftige Gasentwickelung den Stein zersprengen, oder verbrennen und an ihrer Stelle Höhlungen zurücklassen. Zu viel Kalk, innig mit dem Thon gemengt, bringt den Thon leicht zum Schmelzen; man sucht daher durch Vermischen verschiedener Thone die richtige Qualität zu erzielen. Fetter Thon wird durch Zusatz von Sand magerer gemacht, magerer wird mit Lehm vermischt, gröbere Steine entfernt man durch Schlämmen. Durch län-

geres Liegenlassen an der Luft, besonders durch Frost, wird der Thon locker und dann wird er nach der gehörigen Vorbereitung (Durchtreten u. dgl.) in die Formen der Backsteine oder Ziegeln geprefst, entweder durch Hand- oder Maschinenarbeit. Das Brennen geschieht, nachdem die Gegenstände lufttrocken gemacht sind, in viereckigen Oefen, die durch mehre Rosten, über welchen die zu brennende Waare aufgeschichtet ist, mit Holz oder Torf geheizt werden, oder in liegenden Oefen wie Fig. 51. Die Brauchbarkeit eines Thons für Backsteine oder Ziegeln läfst sich aus dem äufsern Ansehn nicht im Voraus bestimmen. Zwar verräth sein starkes Aufbrausen in Säuren einen beträchtlichen Gehalt an kohlensaurem Kalk; aber den besten Aufschlufs über seine Brauchbarkeit giebt immer eine gebrannte Probe.

Feuerfeste Steine, Tiegel u. s. w.

§. 459. Feuerfeste Tiegel, Steine, Retorten, Muffeln u. dgl. werden aus Thon mit Zusatz von grobem Sand gebrannt. Graphittiegel bestehen aus feuerfestem Thon und doppelt so viel Graphit; man benutzt sie wegen ihrer inneren glatten Fläche besonders zu Schmelzversuchen mit Metallen.

17. Cer. 18. Lanthan. 19. Didym.

Cer, Lanthan und Didym.

§. 460. Den Uebergang von den Metallen der Erden zu den eigentlichen Metallen bildet eine Gruppe von 3 Metallen, deren Oxyde, mit Kieselsäure verbunden, in einem schwedischen Mineral vorkommen. Bis jetzt kennen wir wenig mehr von diesen 3 Oxyden, als deren Unterscheidungsmerkmale, unvollkommene Trennungsmethoden und einige Salze. Das Mineral heifst *Cerit* und die 3 Metalle, deren Oxyde es enthält, sind *Cer, Lanthan* und *Didym* (Cer vom Planeten Ceres, Lanthan von *λανθάνειν* verborgen sein, Didym von *δίδυμος* Zwilling) genannt worden.

Die sogenannten schweren Metalle.

Eintheilung. §. 461. Diese Abtheilung der Metalle kann in mehre Gruppen getheilt werden, gewöhnlich pflegt man sie in folgende zu scheiden: 1) Metalle, deren Oxyde vorzugsweise Basen, 2) solche, deren Oxyde vorzugsweise Säuren sind, oder in: Wasser zersetzende (bei gleichzeitigem Vorhandensein einer Säure) und Wasser nicht zersetzende. Die Wasser zersetzenden fallen alle mit in die Abtheilung derjenigen Metalle, deren Oxyde vorzüglich Basen sind.

20. Mangan (Mn = 344,7) Manganium.

Vorkommen. §. 462. Findet sich sehr verbreitet nur im vererzten Zustande, theils als Oxyd, Oxydoxydul und Superoxyd, theils als Oxydul in Verbindung mit Säuren, selten als Schwefelverbindung. Das häufigste Manganerz ist das Superoxyd. Manganverbindungen sind fast stets Begleiter der Eisenerze, sie finden sich fast immer in der Ackererde und gehen aus dieser in die Pflanzen über.

Darstellung. §. 463. Kohlensaures Manganoxydul wird mit Kohle gemengt und der stärksten Hitze eines Gebläseofens ausgesetzt.

Eigenschaften. §. 464. Das Mangan ist ein graues, schwach glänzendes Metall, so spröde, dafs es sich zerreiben läfst, sehr schwer schmelzbar. Spec. Gewicht = 8. Oxydirt sich im Wasser und an der Luft sogleich und zerfällt in ein schwarzbraunes Pulver (Oxydhydrat). Es hat 5 Oxydationsstufen, unter denen 2 basische Oxyde, 2 Säuren und 1 Superoxyd, deren Sauerstoffmengen sich wie $1 : 1\frac{1}{2} : 2 : 3 : 3\frac{1}{2}$ verhalten.

Manganoxydul, $\dot{Mn}$. §. 465. Manganoxydul, $\dot{Mn}$, wird dargestellt durch Glühen von reinem Manganoxydhydrat in einem Strom von Wasserstoffgas. Es ist ein graugrünes Pulver, welches leicht an der Luft sich höher oxydirt, wenn es nicht bis zum Schmelzen erhitzt war. Es bildet mit Säuren Salze, aus

Hydrat. denen die Basis durch ein fixes Alkali als Hydrat gefällt werden kann. Das Manganoxydulhydrat ist schwach röth-

lich weifs und wird an der Luft schnell braun, indem es sich höher oxydirt.

Manganoxyd, $\dddot{\mathrm{Mn}}$. Braunit. $\dddot{\mathrm{Mn}}\dot{\mathrm{H}}$. Manganit.

§. 466. Manganoxyd, $\dddot{\mathrm{Mn}}$, kommt als krystallisirtes schwarzes Mineral (*Braunit*) vor; fein gepulvert sieht es braun aus. Künstlich kann es als braunes Pulver durch Glühen des Superoxyds erhalten werden. Als Hydrat, $\dddot{\mathrm{Mn}}\dot{\mathrm{H}}$, findet es sich ebenfalls krystallisirt im Mineralreich (*Manganit*). Es ist der braune Farbstoff für viele Zeuge, die mit einem Oxydulsalze imprägnirt und dann durch Kalilösung gezogen werden. Hierbei bildet sich zuerst Oxydulhydrat und dieses ändert sich dann durch Aussetzen an die Luft in Oxydhydrat um. Glasflüssen theilt es eine violette Farbe mit und wird daher auch zur Glasfärbung verwendet (s. §. 445).

Manganoxydoxydul.

§. 467. Manganoxydoxydul, $\dot{\mathrm{Mn}}\dddot{\mathrm{Mn}}$, bildet sich beim starken Erhitzen jeder Oxydationsstufe oder jedes zersetzbaren Salzes des Mangans. Es ist rothbraun und kommt krystallisirt (*Hausmannit*) in der Natur vor.

Mangansuperoxyd, $\ddot{\mathrm{Mn}}$. Braunstein. Vorkommen.

§. 468. Mangansuperoxyd, $\ddot{\mathrm{Mn}}$, wird unter dem Namen ***Braunstein*** (Pyrolusit, Graubraunsteinerz) in manchen Gegenden bergmännisch in grofsen Mengen gewonnen, so z. B. bei Ilmenau (Thüringen) und Ilfeld (Harz). Es kommt sowohl in deutlichen Krystallen von stahlgrauer Farbe und starkem Glanz, als auch in strahlig krystallinischen oder dichten erdigen Massen vor. Die Krystalle sind am reinsten und gelten im Handel als Braunstein erster Sorte, die dichten Massen sind durch Bergart verunreinigt und enthalten meist Manganoxydhydrat. Geglüht oder mit concentrirter Schwefelsäure gekocht, giebt das Mangansuperoxyd Sauerstoff ab, mit Salzsäure erwärmt entwickelt sich Chlor. Es dient als Hauptmaterial für die Darstellung der andern Manganverbindungen. Mit Wasser bildet es in verschiedenen Verhältnissen ($\ddot{\mathrm{Mn}}\dot{\mathrm{H}}$, $\ddot{\mathrm{Mn}}^2\dot{\mathrm{H}}$, $\ddot{\mathrm{Mn}}^3\dot{\mathrm{H}}$ und $\ddot{\mathrm{Mn}}^4\dot{\mathrm{H}}$) Verbindungen, die man auf verschiedene Weise als braune Pulver erhält. Der Braunstein findet in den Gewerben mannigfache Anwendung, zum Entfärben und Färben in Glas-

Hydrate. Anwendung.

schmelzereien (s. oben) hauptsächlich aber zur Entwickelung von Chlor.

Die Braunsteinprobe.

§. 469. Da bei weitem der meiste Braunstein zur Darstellung des Chlors verbraucht wird, so ist es für den Techniker von Wichtigkeit, ein leichtes Prüfungsmittel für die Güte seines Braunsteins zu haben, denn das Manganoxydhydrat zersetzt sich zwar auch mit Chlorwasserstoff unter Chlorentwickelung, liefert aber nur halb so viel Chlor als eine dieselbe Atomzahl Mangan enthaltende Menge Braunstein ($\overset{\cdot\cdot}{\bar{Mn}}$ und $3\,HCl = 2\,MnCl$, $3\,\dot{H}$ und Cl, aber $2\,\ddot{Mn}$ und $4\,HCl = 2\,MnCl$, $4\,\dot{H}$ und $2\,Cl$). Die Prüfung geschieht entweder dadurch, dafs man ermittelt, wie viel eine mit Salzsäure übergossene bestimmte Menge Braunstein Eisenvitriol in Eisenoxydsalz umwandelt*), oder dadurch, dafs man eine gewogene Menge Braunstein mit verdünnter Schwefelsäure und krystallisirter Oxalsäure im Ueberschufs erhitzt und durch Gewichtsverlust die entwichene Kohlensäure ermittelt ($\ddot{Mn}$, $\dddot{S}$ und $\dddot{\bar{C}} = \dot{Mn}\dddot{S}$ und $2\,\ddot{C}$). 1 Atom Sauerstoff im Mangansuperoxyd, welches zur Bildung von 2 Atomen Kohlensäure verwandt wird, entspricht 1 Aequiv. Chlor (denn $\ddot{Mn}$ und $2\,HCl = MnCl$, $2\,\dot{H}$ und Cl), also 2 Atome entwickelte Kohlensäure entsprechen 1 Aequiv. Chlor d. h. 100 Gewichtsth. $\ddot{C}$ = 80,6 Gewichtsth. Cl. Nun liefern 99 Th. reines Mangansuperoxyd, auf diese Weise behandelt, 100 Th. Kohlensäure und entsprechen 80,6 Th. Chlor, also 100 Th. $\ddot{Mn}$ liefern 101 Th. Kohlensäure und diese entsprechen 81,5 Th. Chlor. Wenn also ein Braunstein 101 p. C. Kohlensäure bei der Behandlung mit Schwefelsäure und Oxalsäure liefert, so ist er vollkommen rein. Man stellt am zweckmäfsigsten

*) Von 2 Aeq. Eisenvitriol ($2.\dot{Fe}\dddot{S}$) wird durch 1 Aequiv. Chlor das Eisenoxydul in Eisenoxyd verwandelt ($2\,\dot{Fe}$, $\dot{H}$ und $Cl = HCl$ und Fe^2O^3). 1 Aequiv. Chlor entsteht aus 1 Aequiv. Mangansuperoxyd, es entsprechen also 2 Aequiv. in Oxydsalz umgewandelter Eisenvitriol 1 Aequiv. reinen Mangansuperoxyds, d. h. 31,9 Gr. krystallisirter Eisenvitriol ($\dot{Fe}\dddot{S} + 7\,\dot{H}$) = 5 Gr. Mangansuperoxyd.

Fig. 52.



die Probe in einem kleinen Kolben an, dessen doppelt durchbohrter Kork ein Chlorcalciumrohr *C* trägt. Das Rohr *dd* dient zum Eintritt von Luft, welche nach beendigter Operation durch Ansaugen am Rohr *e* so lange durch den Apparat gezogen wird, bis die darin enthaltene Kohlensäure entfernt ist. Das Chlorcalcium *L* ist durch Baumwolle *aa* von den Korken getrennt; *f* und *e* münden nur eben unter der Baumwolle im Rohr *C*. Man nimmt auf 99 Gran käuflichen Braunsteins 150 Gran Oxalsäure und 120 Gran englische Schwefelsäure, welche vorher um das Fünffache verdünnt wird.

§. 470. Mangansäure, $\dddot{Mn}$, entsteht durch Schmelzen von Mangansuperoxyd mit Kalihydrat ($\dot{K}$ und $3\ddot{Mn} = \dot{K}\dddot{Mn}$ und $\dot{Mn}$), sie kann aber wegen ihrer leichten Zersetzbarkeit nicht im freien Zustande dargestellt werden. Aus der schwarzen geschmolzenen Masse läfst sich mit Wasser ein grünes Salz auflösen, welches unter der Luftpumpe krystallisirt; aber an der Luft geht die grüne Lösung schnell durch ein Farbenspiel von Blau und Violett (Chamaeleon minerale) in Roth über und es scheidet sich ein brauner Niederschlag (Mangansuperoxydhydrat) aus. In der rothen Lösung findet sich das Kalisalz der Mangansäure, $\dddot{Mn}$.

§. 471. Uebermangansäure, $\overset{\cdots\cdots\cdot}{\overline{Mn}}$, welches durch Abdampfen in prächtig dunkelrothen Krystallen, $\dot{K}\overset{\cdots\cdots\cdot}{\overline{Mn}}$, erhalten wird. In concentrirten Lösungen erhält sich dieses Salz unzersetzt, in sehr verdünnten aber geht es in mangansaures Kali über und zeigt dasselbe Farbenspiel während der Umwandlung, wie das mangansaure beim Uebergang in übermangansaures. Die Uebermangansäure kann durch eine stärkere Säure zwar isolirt werden, sie zersetzt sich aber bald in Sauerstoff und Superoxyd, namentlich schnell, wenn sie erwärmt wird oder wenn organische Körper mit ihr in Berührung kommen, wobei durch Aufnahme des frei gewor- Uebermangansäure. $\overset{\cdots\cdots\cdot}{\overline{Mn}}$.

denen Sauerstoffs viele der letztern gebleicht werden können. Die Uebermangansäure liefert mit den meisten Basen leicht lösliche Salze.

Salze des Mangans. §. 472. Die Salze des Mangans. Von den beiden basischen Oxyden des Mangans liefert nur das Oxydul, als stärkere Basis, eine grofse Anzahl von Salzen, das Oxyd dagegen hat schwache Verwandtschaft zu den Säuren, es zersetzt sich leicht mit ihnen unter Sauerstoffabgabe. Die Oxydulsalze haben in gröfsern Massen eine blafsrothe Farbe, sonst sind sie farblos. Ihre ungefärbte Auflösung wird durch Schwefelwasserstoff nicht, durch Schwefelwasserstoff-Ammoniak fleischroth (Schwefelmanganhydrat), durch Kali und Natron weifs (§. 465.), durch Ammoniak nicht, durch unterchlorigsaure Salze braun (Mangansuperoxydhydrat) gefällt.

Schwefelsaures Manganoxydul. §. 473. Schwefelsaures Manganoxydul, dargestellt durch starkes Erhitzen von Schwefelsäure mit Braunstein, kann aus der wässerigen Lösung in Krystallen mit verschiedenem Wassergehalt erhalten werden, bei gewöhnlicher Temperatur $\dot{Mn}\ddot{S} + 5\dot{H}$, bei 20^0 und darüber mit 4, bei 6^0 und darunter mit 7 Atomen $\dot{H}$. Es löst sich leicht in Wasser und bildet mit den schwefelsauren Alkalien Doppelsalze.

Kohlensaures Manganoxydul. §. 474. Kohlensaures Manganoxydul, $\dot{Mn}\ddot{C}$, findet sich als krystallisirtes Mineral *Manganspath*, häufig mit dem kohlensauren Eisenoxydul zusammen im Spatheisen-

Manganspath. stein. Es kann auch künstlich durch Fällen eines Manganoxydulsalzes mit kohlensaurem Alkali als weifses Pulver $2.\dot{Mn}\ddot{C} + \dot{H}$ erhalten werden. In diesem Zustande oxydirt es sich leicht höher an der Luft, während das krystallisirte Mineral unverändert bleibt.

Kieselsaures Manganoxydul. §. 475. Kieselsaures Manganoxydul kommt als schwarzes $\dot{Mn}^3\ddot{Si}$ und rothes Mineral $\dot{Mn}^3\ddot{Si}^2$ vor und wird Mangankiesel genannt.

Manganchlorür. §. 476. Manganchlorür, MnCl, erhält man durch Glühen eines Gemenges von Braunstein mit Salmiak. Aus

der wässerigen Lösung desselben scheiden sich zerfliefsliche Krystalle, $MnCl + 4\dot{H}$, aus.

$MnCl + 4\dot{H}$.

Mangan-chlorid.

§. 477. Manganchlorid, $MnCl^3$, enthält die dunkelrothe Lösung, die beim Uebergiefsen von Manganoxyd mit kalter Salzsäure entsteht; bei geringer Erwärmung schon zersetzt sich das Chlorid in Chlorür und die Lösung wird farblos.

Schwefel-mangan, MnS. Manganglanz.

§. 478. Schwefelmangan, MnS, findet sich krystallisirt und wird von den Mineralogen *Manganglanz* genannt. Es kann künstlich durch Erhitzen von Oxyden des Mangans mit Schwefel als grünes Pulver erhalten werden, welches leicht durch Säuren zersetzt wird. Wenn man ein Manganoxydulsalz durch ein Schwefelalkali fällt, so scheidet sich ein wasserhaltiges Schwefelmangan als röthliches Pulver aus, welches beim Erhitzen Wasser abgiebt und grün wird. Es kann mit Schwefelkalium oder Schwefelnatrium Schwefelsalze bilden: $\acute{K}\acute{M}n^3$ und $\acute{Na}\acute{M}n^3$.

Hauerit, MnS^2.

§. 479. Eine dem Mangansuperoxyd proportionale Schwefelverbindung, MnS^2, findet sich, jedoch selten, ebenfalls im Mineralreich krystallisirt und heifst *Hauerit*.

Legirungen des Mangans.

§. 480. Die Legirungen des Mangans kennt man noch sehr wenig. Die Verbindung desselben mit Eisen ist aber bekannt, sie findet sich in dem aus dem Spatheisenstein erzeugten vortrefflichen Stahl. Mangan giebt dem Eisen eine weifsere Farbe und macht es härter und spröder.

21. Eisen ($Fe = 350{,}0$) Ferrum.

Vorkommen.

§. 481. Das Eisen findet sich unter allen Metallen am häufigsten, selten gediegen als *Meteoreisen*, meistens in Verbindung mit Sauerstoff: als Oxydul oder Oxyd, ersteres in Verbindung mit Säuren, letzteres für sich, oder in Verbindung mit dem Oxydul, oder mit Wasser, oder in Salzen. Auch Verbindungen des Eisens mit Schwefel kommen sehr oft vor.

Darstellung reinen

§. 482. Reines Eisen kann nur in kleinen Mengen durch Schmelzen eines Gemenges von feinstem Eisendraht mit $\frac{1}{4}$

Eisens. seines Gewichts reinen Eisenoxyds in einem Gebläseofen erhalten werden, wobei der Sauerstoff des Eisenoxyds den geringen Kohlen- und Siliciumgehalt des Drahts oxydirt. Das Eisen, was gewöhnlich auf Eisenhütten dargestellt wird, ist nie reines, sondern Kohleneisen und wird bald Gufseisen, bald Stahl, bald Stabeisen genannt, je nachdem es verschiedenen Kohlegehalt hat und verschiedene Eigenschaften besitzt. Die Darstellung des Eisens im Grofsen auf den Hütten geschieht aus den Eisenerzen, die wesentlich aus Sauerstoffverbindungen bestehen, denn aus dem Schwefeleisen kann, obwohl es in grofsen Massen vorkommt, wegen der kostbaren Aufbereitung desselben kein Eisen mit Vortheil gewonnen werden.

Eisenerze. §. 483. Die Eisenerze, aus denen vornehmlich Eisen dargestellt wird, sind folgende:

Magneteisenstein. 1) Magneteisenstein d. i. Eisenoxydoxydul. Er kommt in grofsen Lagern im ältern Gebirge vor und dient besonders in Schweden zur Erzeugung eines sehr geschätzten Eisens, welches frei ist von gewissen Beimengungen, die bei andern Eisenerzen häufig vorkommen und beim Uebergang in das Eisen dieses verschlechtern.

Eisenglanz, Rotheisenstein. 2) Eisenglanz und Rotheisenstein sind das Oxyd des Eisens. Dieses findet sich in vielen Ländern theils in glänzenden, krystallisirten Massen und ist dann schwarz (Eisenglanz), theils in dichten, schuppigen, faserigen, erdigen Massen und ist dann roth (Rotheisenstein, Eisenrahm, Eisenocher) bald mit Quarz (rother oder schwarzer Eisenkiesel), bald mit kohlensaurem Kalk (kalkiger Rotheisenstein) zusammen. Beide liefern ebenfalls ein gutes Eisen, namentlich der in Elba in ganzen Gebirgsmassen auftretende Eisenglanz.

Brauneisenstein. Gelbeisenstein. 3) Brauneisenstein und Gelbeisenstein bestehen aus Eisenoxydhydrat im Gemenge mit andern Substanzen, wie Thon, Kieselsäure, kohlensaure Kalkerde u. dgl. Sind die Beimengungen unbedeutend, und ist das Erz dicht, so herrscht die braune Farbe des Eisenoxydhydrats vor, sind sie bedeutender und das Mineral innig gemengt mit ihnen,

so wird die Farbe gelb. Häufig ist das Eisenoxydhydrat mit Thon innig gemengt und bildet in den Thonlagern zwischen den Steinkohlenflötzen grofse kugelähnliche Stücke (Nieren) und heifst dann Thoneisenstein. Aus diesem Erz wird besonders in England eine grofse Masse Eisen gewonnen und die Produktion dieses Metalls ist hier wegen des gleichzeitigen Vorkommens des Brennmaterials mit dem Erz so aufserordentlich begünstigt. **Thoneisenstein.**

4) Spatheisenstein besteht aus kohlensaurem Eisenoxydul, mit mehr oder weniger der kohlensauren Salze von Manganoxydul, Kalkerde oder Magnesia verbunden. Er kommt in gelblichen oder braunen (zersetzt) Krystallen vor, oft auch in sphärischen Stücken und heifst dann *Sphärosiderit*. Er ist ein vortreffliches Erz für die Darstellung des Rohstahls und wird daher von den Bergleuten auch *Stahlstein* genannt. **Spatheisenstein.** **Sphärosiderit.**

5) Bohnerz ist eine Verbindung von Kieselsäure, Eisenoxydul und Wasser. Sie findet sich in den jüngern Flötzgebirgen (Jura) in kleinen, bohnengrofsen Körnern und ist im südwestlichen Deutschland und Frankreich häufig das Material zur Eisengewinnung. **Bohnerz.**

6) Raseneisenstein ist ein Gemenge von Eisenoxydhydrat, phosphorsaurem Eisenoxyd, Thon, Sand und zersetzten vegetabilischen Resten. Es gehört dieses Erz zu den jüngsten Bildungen auf der Erdoberfläche und kann sich noch fortwährend erzeugen in Sümpfen oder Torfmooren, in welche eine Lösung von kohlensaurem Eisenoxydul fliefst und stagnirt. Daher wird es auch *Wiesenerz*, *Sumpf-* oder *Morasterz* genannt. Es liefert beim Verschmelzen ein Eisen, welches viel Phosphor enthält und darum nur eine beschränkte Anwendung (zu Gufswaaren) erleidet. In der Mark, Lausitz und Schweden wird aus diesem Erz viel Eisen dargestellt. **Raseneisenstein.**

§. 484. Ehe die Eisenerze verschmolzen werden, röstet man sie, theils um die zu dichten aufzulockern, theils um die kohlensäure- und wasserhaltigen von diesen Bestand- **Aufbereiten der Erze.**

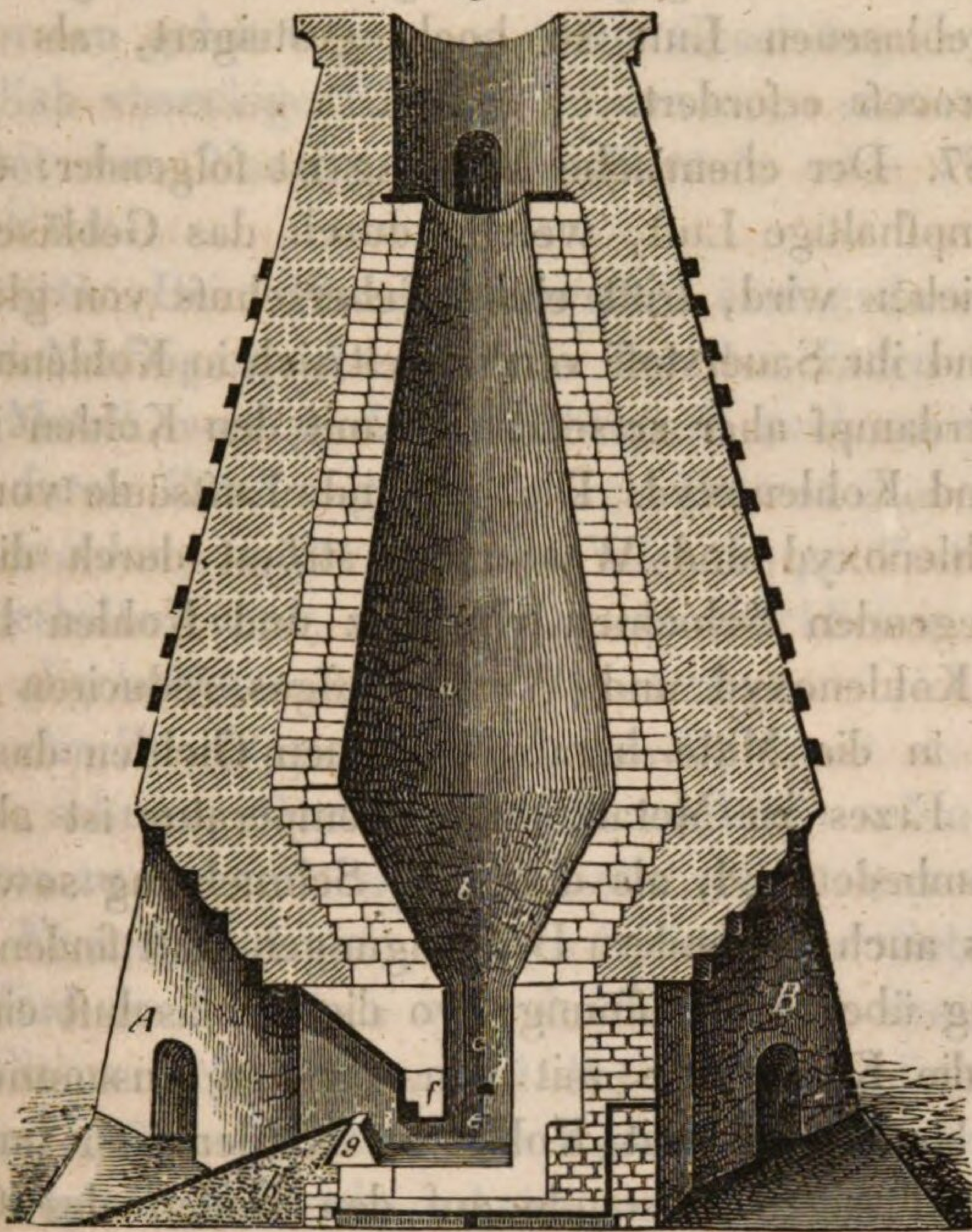
theilen zu befreien, theils um den Schwefel mancher Erze so viel als möglich zu entfernen. Das Rösten geschieht entweder im Freien, oder in viereckigen gemauerten Räumen (Stadeln), oder in Kalköfen ähnlichen Oefen. Diejenigen, welche in zu grofsen derben Stücken vorkommen, werden nach dem Rösten auf Pochwerken zerkleinert.

Zuschläge. §. 485. Da die Erze stets mit andern mineralischen Körpern (Gangart), welche mechanisch nicht davon zu trennen sind, gemengt sind, wie z. B. mit Kieselsäure, Kalk, Magnesia, Thon, und da diese Substanzen wegen ihrer Unschmelzbarkeit sowohl die Ausscheidung des Eisens im flüssigen Zustande, als auch den regelmäfsigen Schmelzverlauf durch Verstopfen des Ofens verhindern würden, so setzt man zu den vorbereiteten Erzen gewisse Mineralien hinzu (*Zuschlag* genannt), welche sich mit den Beimengungen des Erzes verbinden und während des Einschmelzens schmelzbare Silicate (die *Schlacke*) bilden. Solche Zuschläge sind je nach der Beschaffenheit der Gangart verschieden; ist in dieser Kieselsäure vorherrschend, so nimmt man als Zuschläge Mineralien, die Kalkerde enthalten, z. B. Kalkstein, Dolomit, Flufsspath u. dgl., damit die Kieselsäure mit der Kalkerde zu einem schmelzbaren Silicat sich vereinige. Ist aber in der Gangart Kalk vorherrschend, so wählt man umgekehrt kieselsäurehaltige Zuschläge, wie Quarz, Hornstein u. dgl.

Der Hohofen. § 486. Das Gemenge von Eisenerz und Zuschlag (*Beschickung* genannt) wird in abwechselnden Schichten mit Kohlen in einem eigens construirten (zwischen 30—40 Fufs hohen) Ofen (*Hohofen*) durch eingeblasene Luft erhitzt. Das Innere des Hohofens (Fig. 53.) hat die Form zweier abgestumpfter Kegel *a* und *b*, die mit ihren Grundflächen sich berühren, und wird *Schacht* genannt, das Aeufsere hat die Gestalt eines abgestumpften Kegels. Der Schacht wird aus zwei Schichten feuerbeständiger Steine (*Kernschacht* oder *Schachtfutter*) aufgemauert, von denen weder die eine die andere, noch auch die äufsere den um sie herum aus Werk-

steinen aufgeführten *Rauhschacht* berührt. Der leere Raum zwischen ihnen wird gar nicht oder mit groben Steinbruch-

Fig. 53.



stücken ausgefüllt, damit der Kernschacht bei der starken Hitze, die er erleiden mufs, sich ungehindert ausdehnen kann. Der untere abgestumpfte Kegel *b* des Schachts wird die ***Rast*** und der unter dieser befindliche viereckige Raum *c* das *Gestell* genannt. Nach einer Seite ist das Gestell offen und mit einem Stein *g* (Wallstein) versetzt, über welchen die geschmolzene Schlacke aus dem Gestell abfliefsen kann oder abgezogen wird. Durch die Gewölbe *A*, *B*, kann man zu den Röhrenleitungen der Gebläseluft und überhaupt rings um das Gestell gehen.

Wenn ein Hohofen in Gang gesetzt (angeblasen) wird, so füllt man ihn fast ganz mit Kohlen und läfst diese langsam abbrennen. Ist der Ofen langsam angewärmt, dann werden Kohlen und Erz in abgemessenen oder abgewogenen

Mengen (Gichten) durch eine obere seitliche Oeffnung des Hohofens aufgegeben, und die Temperatur mit Hülfe der durch zwei einander gegenüberliegende Oeffnungen im Gestell eingeblasenen Luft so hoch gesteigert, als es der Schmelzprocefs erfordert.

Chemischer Process bei der Reduction der Eisenerze.

§. 487. Der chemische Vorgang ist folgender: die stets wasserdampfhaltige Luft, welche durch das Gebläse in den Ofen getrieben wird, trifft einen Ueberschufs von glühenden Kohlen und ihr Sauerstoff verwandelt sich in Kohlenoxydgas, ihr Wasserdampf aber zersetzt sich mit den Kohlen in Wasserstoff und Kohlenoxyd. Die glühende Luftsäule von Stickstoff, Kohlenoxyd und Wasserstoff strömt durch die übereinanderliegenden Schichten von Erz und Kohlen hindurch und das Kohlenoxyd und Wasserstoffgas reduciren in den kaum bis in die Mitte herabgesunkenen Gichten das Eisenoxyd des Erzes zu Metall. Die Temperatur ist aber hier noch zu unbedeutend, als dafs eine Schmelzung sowohl des Eisens als auch der andern Beimengungen statt finden könnte. Erst wenig über der Oeffnung, wo die Gebläseluft einströmt, schmilzt die Kieselsäure mit den Oxyden zusammen, das Eisen verbindet sich mit Kohle zu Kohleneisen und beide sinken im flüssigen Zustande auf den Boden des Gestells, das Eisen wegen seines höhern spec. Gewichts zu unterst, die Schlacke darüber. So wie eine Gicht nach der andern niederschmilzt, wird eine neue oben aufgegeben und dieses so lange Zeit ununterbrochen fortgesetzt, bis der Ofen einer Reparatur bedarf *). Während des Einschmelzens häuft sich die Menge der Schlacke so an, dafs sie über den Wallstein abfliefst und vom Arbeiter, da sie wegen ihrer Zähflüssigkeit in kurzer Entfernung vom Wallstein erstarrt, weggezogen werden mufs.

Abstechen des Roheisens.

Wenn das eingeschmolzene Eisen im Gestell beinahe bis zur Höhe des Wallsteins sich angehäuft hat, so wird es durch eine zwischen der Basis des Wallsteins und der Seitenwand des Gestells befindliche Oeffnung (Abstich-

*) Es giebt Oefen, die 7 Jahre lang in stetem Gebrauch waren.

loch), welche während des Schmelzprocesses mit Thon verstopft war, abgelassen (es wird abgestochen) und das fliessende Metall durch Sandrinnen entweder in vorher modellirte Formen geleitet (wie es beim Geschützgufs ist), oder in länglich viereckige Rinnen, in denen es erstarrt und alsdann mit dem Namen ***Gänze, Platteln*** oder ***Flossen*** bezeichnet wird.

§. 488. Beim Eisenhüttenprocefs sind mehre Umstände zu berücksichtigen, die für das aus den Erzen zu gewinnende Metall von grofser Wichtigkeit sind, und meistens besser durch Erfahrung, als durch theoretische Kenntnisse erlernt werden, z. B. dafs der Ofen lange Zeit in gutem Gange erhalten wird, oder dafs augenblicklichen Störungen schnell abgeholfen werde, dafs besonders ein richtiges Verhältnifs der Zuschläge getroffen werde, damit die Schlacke nicht zu schwer, aber auch nicht zu leicht schmelzbar sei, denn eine zu strengflüssige Schlacke nimmt aus den Erzen zu viel Eisenoxydul auf, eine zu leichtflüssige Schlacke wird vom Wind des Gebläses von der Oberfläche des geschmolzenen Eisens weggeblasen und dieses der oxydirenden Wirkung der Luft ausgesetzt. Das beste Verhältnifs in den Bestandtheilen der Schlacke scheint ein Bisilicat zu sein. Statt der kalten Luft pflegt man auf manchen Hütten jetzt heifse Gebläseluft anzuwenden, wodurch die Hitze gesteigert und in einen kleinern Raum concentrirt wird. Doch ist dieses Verfahren, obwohl viel Zeit und Brennmaterial dabei erspart wird, nicht für jedes Eisen mit Vortheil anwendbar, weil durch die hohe Temperatur aus den beigemengten Substanzen manche Metalle, wie Calcium, Magnesium, Aluminium und besonders viel Silicium sich reduciren und in das Eisen mit übergehen. Will man z. B. Eisen, das für Stabeisen bestimmt ist, erzeugen, so sind jene Beimengungen sehr hinderlich. Als Brennmaterial wendet man Holzkohlen, Steinkohlen und Coaks an.

Richtiges Verhältniss der Zuschläge.

Anwendung heisser Gebläseluft.

§. 489. Das in einem regelmäfsigen Hohofengang dargestellte Eisen wird Gufseisen oder Roheisen genannt und

Arten des Roheisens.

hat je nach der Natur der Erze und der Art und Weise, wie dieselben verschmolzen wurden, verschiedene Eigenschaften. Zweierlei Arten Roheisen unterscheidet man hauptsächlich: graues und weifses.

Eigenschaften des grauen Roheisens. §. 490. Das graue Roheisen besteht wesentlich aus Eisen und Kohlenstoff, enthält aber stets andere Beimengungen, wie geringe Mengen Silicium, Schwefel, Phosphor und Metalle der Erden, welche je nach der sehr oder weniger hohen Temperatur beim Ausschmelzen gröfser oder kleiner sind. Es ist von Farbe grau in verschiedenen Schattirungen vom Dunkeln zum Hellen, auf dem Bruch körnig bis fein schuppig, läfst sich vermöge seiner Weichheit mit Bohrer und Meifsel bearbeiten, ist aber wenig dehnbar, sehr strengflüssig und hat ein spec. Gewicht von 7,1. Es ist ein Gemenge von reinem Eisen mit Kohle (in der Form von Graphit) und einer chemischen Verbindung des Eisens mit Kohle. Der Gehalt an Kohlenstoff beträgt überhaupt zwischen 4 und 5 p. C., davon sind ungefähr 3 p. C. und darüber als Graphit darin enthalten und 1 p. C. mit dem Eisen in Verbindung. Mit Salzsäure behandelt entwickelt sich Wasserstoff und ein übelriechendes Kohlenwasserstoffgas, welches durch Zersetzung der chemischen Verbindung des Eisens mit Kohlenstoff entsteht, und eine schwarze Masse (Graphit) scheidet sich unlöslich aus. Wird graues Roheisen mit einem Ueberschufs von Kohle geschmolzen, so nimmt es mehr Kohlenstoff auf, als es nach dem Erkalten behalten kann und es scheidet sich daher beim langsamen Abkühlen der überschüssige Kohlenstoff in der Krystallform des Graphits auf der Oberfläche des Eisens aus. Oft geschieht auch im Innern langsam erkalteten Roheisens eine Graphitabsonderung und ein solches Eisen hat an jenen Stellen eine viel geringere Haltbarkeit. Beim Erkalten zieht sich graues Roheisen zusammen (es schwindet) und hierauf mufs bei Anfertigung von Formen, in welchen ein Gufs geschehen soll, Rücksicht genommen werden. Läfst man schmelzendes graues Roheisen schnell erstarren, giefst

Beimengungen.

Farbe.

Bruch.

Spec. Gew.

Zusammensetzung.

Verhalten gegen Salzsäure.

Schwinden.

man es z. B. in dünne Platten oder in Wasser, so wird es weifs, hart und spröde, es ändert sich in eine andere Eisenart um, in weifses Roheisen.

§. 491. Das weifse Roheisen besteht, wie das graue, wesentlich aus Eisen und Kohle, auch ungefähr in denselben procentigen Verhältnissen. Die Umstände, unter denen es sich bildet, scheinen eine rasche Erkaltung der schmelzenden Masse oder eine nicht zu hohe Temperatur beim Verschmelzen der Erze zu fordern. Denn wenn graues Roheisen geschmolzen und schnell erkaltet wird, so ändert es sich in weifses um, und umgekehrt kann aus dem weifsen Roheisen durch Schmelzen bei hoher Temperatur und langsames Erkalten graues gewonnen werden. Offenbar bewirkt die Krystallisationskraft der Kohle in der lange Zeit hindurch flüssigen Masse, dafs sich ein Theil derselben als Graphit aussondert. Ursprünglich war die sämmtliche Kohle, welche graues oder weifses Roheisen aufnehmen können (ungefähr 5 p. C.), mit dem Eisen chemisch verbunden und sie bleibt es auch, wenn die Masse schnell erstarrt (im weifsen Roheisen). Man mufs daher das weifse Roheisen betrachten als eine chemische Verbindung von 4 At. Eisen mit 1 At. Kohle (Fe^4C), wie es im krystallisirten Spiegeleisen der Fall ist, oder, wenn sein Kohlengehalt geringer ist als der des Spiegeleisens, als ein Gemenge von reinem Eisen mit einem Kohleneisen, worin sämmtliche Kohle chemisch gebunden ist; denn mit Salzsäure gekocht löst sich das weifse Roheisen ohne Rückstand auf, indem Wasserstoff und das übelriechende Kohlenwasserstoff entweichen. Das weifse Roheisen unterscheidet sich wesentlich vom grauen. Es hat eine silberweifse Farbe und die breiten Bruchflächen spiegeln mit starkem Metallglanz *(Spiegeleisen)*, oft ist es ganz grobblättrig krystallinisch, oft strahlig faserig (blumiges Flofs), oft mehr körnig ohne bestimmtes Gefüge (grelles Roheisen), oft hat es zackigen Bruch (luckiges Flofs). Es ist so hart und spröde, dafs es Glas ritzt und feilt und von den härtesten Bohrern oder Meiseln nicht bearbeitet werden kann.

Eigenschaften des weissen Roheisens.

Zusammensetzung.

Farbe.

Gefüge.

Härte.

Spec. Gew. Sein spec. Gewicht ist 7,5; es ist leichter schmelzbar als das graue Roheisen, zieht sich beim Erkalten sehr stark zusammen. Zu Gufswaaren, namentlich so fern diese bearbeitet werden sollen, ist es untauglich, wenn dieselben nicht nachher noch getempert werden, was selbst bei Sachen, die aus grauem Roheisen gegossen sind, häufig geschieht. Wenn nämlich aus grauem Roheisen zu fertigende Gufswaaren in gut Wärme leitende (z. B. feuchte oder eiserne) Formen gegossen werden, so haben sie auf der Oberfläche eine harte, unbearbeitbare Kruste, und wenn die Gegenstände überhaupt von sehr kleinen Dimensionen sind, so bestehen sie dann ganz und gar aus weifsem Roheisen. Für manche Dinge sucht man mit Fleifs eine solche harte Rinde zu erzeugen, z. B. für Hartwalzen. Andere dagegen, welche noch nach dem Gufs bearbeitet werden sollen, müssen, wenn sie zu hart geworden sind, bei Abschlufs der Luft (z. B. unter einer Decke von gebranntem Kalk, ausgelaugter Asche, gebrannten Knochen u. dgl.) eine Zeit lang geglüht (adoucirt oder getempert) werden; dann ändert sich das weifse Roheisen in eine dem weichen Stahl ähnliche Masse um, welche bearbeitet und dann durch nochmaliges Glühen und schnelles Erkalten wieder hart erhalten werden kann. Aber es liefert einen sehr guten Stahl, wenn es aus guten Erzen dargestellt ist, daher es auch ***Rohstahleisen*** genannt wird. Waren die Erze mit Schwefel oder Phosphorverbindungen verunreinigt, so gehen diese in das weifse Roheisen mit über und theilen ihm für die weitere Verarbeitung schädliche Eigenschaften mit.

Härten des grauen Roheisens.

Tempern.

Beimengungen.

Halbirtes Roheisen. §. 492. Zwischen diesen beiden Eisenarten liegt eine andere, welche aus einem Gemisch von grauem und weifsem Roheisen besteht, das halbirte. Es finden sich graues und weifses in verschiedenen Verhältnissen gemengt, bald herrscht das graue vor, bald das weifse, bald sind beide innig und gleichmäfsig gemischt, bald liegt das weifse in der Mitte und das graue bildet graue Säume. Das halbirte Roheisen ist zum Giefsen vieler Gegenstände geeigneter als das graue oder weifse, denn es vereinigt die Weichheit und Zähigkeit

des grauen mit der Sprödigkeit und Härte des weifsen Roheisens, es ist leichtflüssiger als das graue und schwindet nicht so sehr beim Erstarren wie das weifse, füllt daher die Formen gut aus. Man kann beliebig das halbirte Roheisen erzeugen, wenn man in das im Gestell des Hohofens befindliche flüssige graue Roheisen kurz vor dem Abstechen Eisenerz hineinwirft (Füttern genannt), oder wenn beim Hohofenprocefs Eisenoxydulsilicate sich bilden, die unzersetzt ins Gestelle herunterkommen, oder wenn man während des Schmelzprocesses das Verhältnifs des Erzes zu den Kohlen steigert. Erzeugung desselben.

§. 493. Sehr häufig wird das graue Roheisen umgeschmolzen, um es zu Gufswaaren in bestimmten Formen zu verwenden. Dies geschieht in besondern Oefen, und zwar für sehr umfangsreiche Gegenstände, zu denen gegen 50—60 Centner Eisen erforderlich sind, in Flammenöfen, für solche von geringerem Caliber in kleinen Schachtöfen, Cupoloöfen genannt, und für Sachen von 5—8 Pfund in Tiegelöfen. Die Flammenöfen haben ungefähr die Construction wie Figur 41. §. 308. Auf die Heerdsohle *d*, welche aus feuerbeständigen Steinen oder aus einem Gemisch von Frischschlacken und Hammerschlag (s. u. §. 000.) verfertigt ist, wird das umzuschmelzende Eisen durch die Oeffnung *i* eingetragen und durch eine starke Flamme gebendes Brennmaterial (gedörrtes Holz oder Steinkohlen), welches auf dem Roste *a* liegt, wird geheizt. Seine Flamme schlägt über die Feuerbrücke *c* und die Heerdsohle in den Schornstein, der in der Regel 50, 60 und mehr Fufse hoch ist und in seinem Innern einen Schieber *p* oder eine zu öffnende und zu schliefsende Klappe enthält, um den Zug beliebig reguliren zu können. Auf der dem Roste entgegengesetzten Seite des Ofens befindet sich die Abstichsöffnung *g* und unter dieser die Sandrinnen, welche das ausfliefsende Eisen nach den Formen leiten. Umschmelzen des Roheisens in Flammenöfen,

§. 494. Der Cupoloofen wird aus eisernen Platten zusammengesetzt, welche man auf einer horizontalen eisernen in Cupoloöfen,

Platte, die auf einem Gemäuer ruht, aufstellt. Sand und feuerbeständige Steine bilden die Sohle, feuerfeste Steine das Futter des Ofens und zwischen letzterem und den eisernen Platten, welche die Umfassung des Ofens bilden, wird ein leerer Raum gelassen, den man mit einem schlechten Wärmeleiter ausfüllt. Die eine der senkrechten Eisenplatten ist nur mit einer schwachen Schicht Charmottesteinen belegt, sie pflegt nach jedem Schmelzen geöffnet und der Ofen reparirt zu werden. In ihr befindet sich nahe an der Sohle des Ofens die Abstichsöffnung. Die eingeblasene Luft wird jetzt häufig durch einen Canal, der den ganzen Ofen umfafst und durch 6 oder 8 Oeffnungen mit dem Innern des Ofens in Verbindung steht, geleitet und trifft daher, erwärmt, an 6 oder 8 Stellen zugleich das Brennmaterial (Coaks) rings im ganzen Ofen. Wenn aus dem Cupoloofen gegossen wird, so geschieht es stets mit Pfannen, in denen das Eisen nach den Formen gebracht wird. Die Modelle der zu giefsenden Sachen werden in Formsand, d. h. in einem feinen, etwas Thon haltenden Sand, der mit Kohlenstaub vermischt wird und sich in Kästen oder auf Platten der Hüttensohle (Heerdförmerei) befindet, abgedrückt, oder es werden besondere Formen aus magerem und fettem Sand (Masse) angefertigt (Massenförmerei), die getrocknet und gebrannt und nach vollendetem Gufs vom Gufsstück abgeschlagen werden.

in Tiegelöfen.

§. 495. Zum Umschmelzen des Eisens in Tiegeln bedient man sich der Graphittiegel oder der hessischen aus feuerfestem Thon und setzt den mit Eisen gefüllten und mit gut schliefsendem Deckel versehenen Tiegel in einen Zugofen (Windofen).

Veränderungen in der Zusammensetzung des Eisens beim Umschmelzen.

§. 496. Beim Umschmelzen in Flammenöfen kann das Roheisen eine starke Veränderung erleiden, indem der Sauerstoff der über das Eisen strömenden Luft demselben Kohlenstoff entzieht und es in einen Zustand überführt, der nachher unter dem Abschnitt Stabeisen erläutert werden soll. Es mufs daher beim Umschmelzprocefs in Flammenöfen die Aufmerksamkeit auf eine rufsende Flamme gerichtet werden.

Weifses Roheisen eignet sich fast gar nicht zum Umschmelzen in Flammenöfen und von dem grauen Roheisen am besten das bei etwas schwerflüssiger Beschickung gewonnene. Im Cupoloofen erleidet das Roheisen beim Umschmelzen keine wesentliche Veränderung und in Tiegelöfen gar nicht.

§. 497. Das Stabeisen oder Schmiedeeisen ist ebenfalls ein kohlenhaltiges Eisen, aber der Kohlengehalt ist viel geringer als der im Roheisen, er beträgt ungefähr $\frac{1}{2}$ p. C. und von gewissen andern Beimengungen, welche das Roheisen wenn auch nur in geringen Mengen gewöhnlich enthält, wie Phosphor und Schwefel, darf im Stabeisen nichts oder nur eine geringe Spur und von Silicium und Mangan nur äufserst wenig (etwa $\frac{1}{10}$—$\frac{1}{4}$ p. C.) vorhanden sein. Das Stabeisen ist lichtgrau und metallisch glänzend, in dicken Stücken körnig und zackig auf dem Bruch, aber zu Stäben ausgereckt sehnig und die Sehnen und Adern haben eine lichte Farbe; je länger die Sehnen sind, desto besser und haltbarer das Eisen. Es hat ein spec. Gewicht von 7,6, ist sehr weich und zähe und zeichnet sich vor dem Roheisen besonders zur Anwendung für viele Gegenstände durch seine Bearbeitbarkeit in der Glühhitze aus. Wenn man nämlich Stabeisen bis zur Weifsgluth erhitzt, so wird es schweifsbar, d. h. es lassen sich dann einzelne Stücke an einander kleben und durch den Hammer so fest mit einander vereinigen, dafs sie ein Ganzes bilden. Zwar besitzt auch das graue Roheisen diese Eigenschaft, aber innerhalb einer so geringen Temperaturgrenze, dafs sich für die praktische Anwendung kein Gebrauch davon machen läfst. Wird Stabeisen nach dem Glühen in Wasser abgelöscht, so behält es seine Weichheit und Zähigkeit. Das Glühen des Stabeisens mufs bei Luftabschlufs geschehen, sonst oxydirt sich ein Theil seines Kohlenstoffs und es heifst verbrannt. Wird das Stabeisen längere Zeit rothglühend erhalten, so wird die Krystallisationskraft des reinen Eisens thätig, das Stabeisen bekommt im Innern eine grobblätterige krystallinische Structur und verliert seine Haltbarkeit. Diese Veränderung scheint

Das Stabeisen.

Eigenschaften. Gefüge. Farbe. Spec. Gew. Schweissbarkeit.

auch bei gewöhnlicher Temperatur durch oft wiederholte Erschütterungen eintreten zu können und ist der Grund von dem oft schnellen Unbrauchbarwerden solcher Gegenstände, wie Locomotivaxen u. dgl. Erst bei der stärksten Weifsgluth schmilzt das Stabeisen. Wird es mit verdünnter Salzsäure behandelt, so scheiden sich weiche weifse krystallinische Blättchen aus, die aus Kohleneisen bestehen und mit starker Säure sich in Kohlenwasserstoff und Eisenchlorür zerlegen. Das Stabeisen besteht also aus einem Gemenge von reinem Eisen mit einem weichen Kohleneisen. Geringe Beimengungen von Phosphor (über $\frac{3}{10}$ p. C.) machen das Stabeisen kaltbrüchig, d. h. es läfst sich in der Schweifshitze verarbeiten, ist aber bei gewöhnlicher Temperatur brüchig, sehr geringe Beimengungen von Schwefel (über $\frac{1}{84}$ p. C.) machen es rothbrüchig (es läfst sich nicht mehr in der Rothgluth schmieden), und durch einen Kieselgehalt von mehr als $\frac{1}{4}$ p. C. soll es sehr mürbe werden (faulbrüchig), es läfst sich dann weder in der Kälte noch in der Hitze bearbeiten. Beimengungen von andern Metallen sind dem Stabeisen meistens sehr schädlich, z. B. 1 p. C. Antimon macht es kalt- und rothbrüchig.

Schmelzpunkt.

Verhalten gegen Säuren.

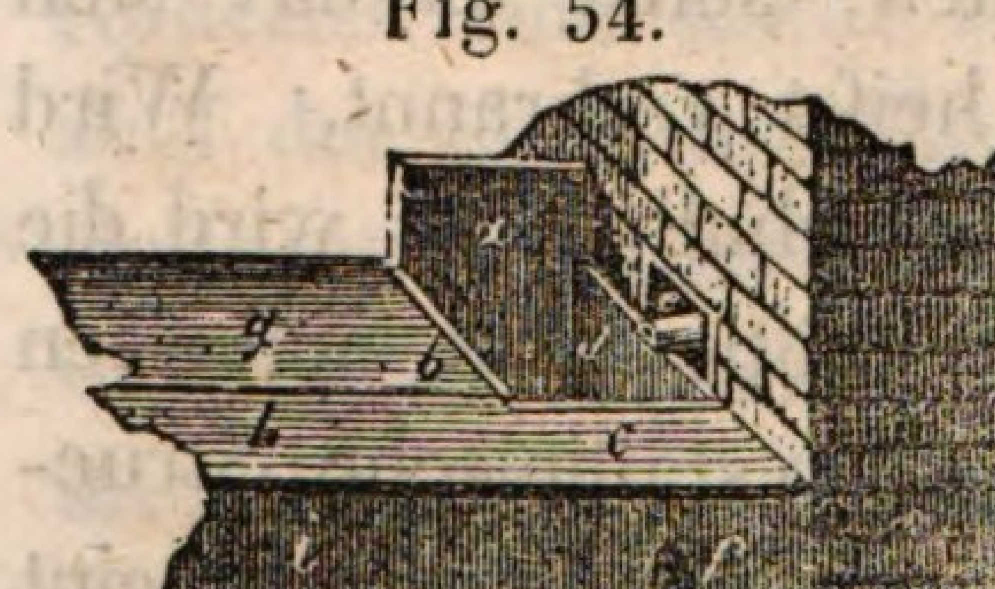
Darstellung des Stabeisens. Frischen.

§. 498. Die Darstellung des Stabeisens geschieht dadurch, dafs dem Roheisen ein Antheil seines Kohlenstoffs entzogen wird und man nennt dies das Frischen des Roheisens. Es pflegt dies auf zweifache Weise zu geschehen: entweder in kleinen dazu eigens construirten vierkantigen Räumen mit Gebläse (Frischheerd) oder in Flammenöfen (Puddlingsöfen).

Der Frischheerd.

Der Frischheerd wird mit glühenden Kohlen angefüllt und an der Seite *b*, welche der durch die Düse *d* einströmenden Gebläseluft gegenüberliegt, die Gänze von Roheisen in den Heerd hineingehalten, so dafs sie von der Luft getroffen einschmelzen; die Richtung des Gebläsewindes ist so, dafs er auf das niederge-

Fig. 54.

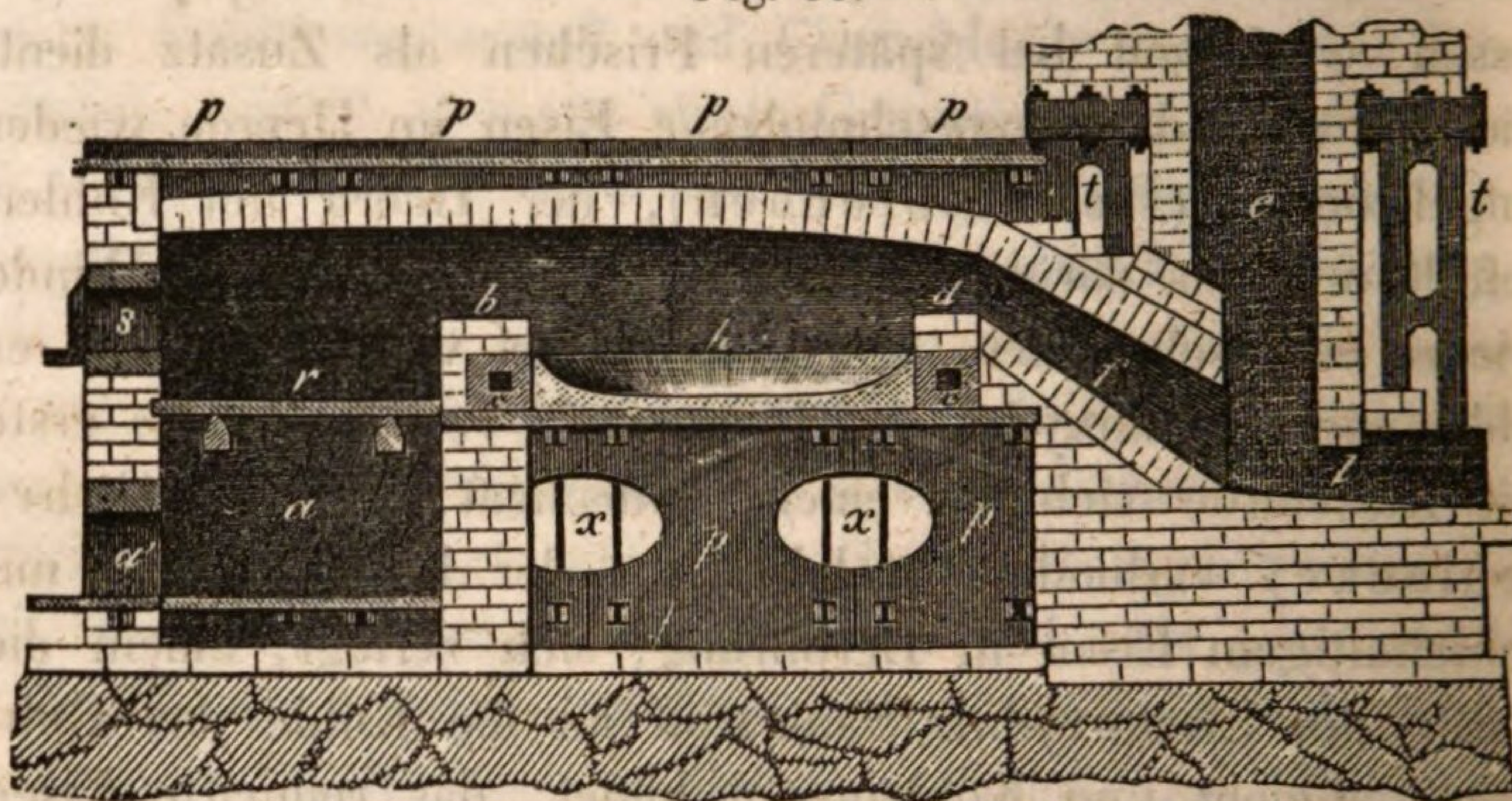


schmolzene Eisen noch einwirken kann. Dadurch wird eine Oxydation des Eisens hervorgebracht, es bilden sich Eisenoxydul und Eisenoxyd, das Eisenoxydul verbindet sich mit der aus dem Kieselgehalt des Roheisens, aus den Kohlen und dem Sand vom Gufs herrührenden Kieselsäure zu einem Silicat, $\dot{F}e^3\dddot{S}i$, (der Rohschlacke), welches während und nach vollendetem Einschmelzen aus der Oeffnung *f* abgelassen wird und bei späteren Frischen als Zusatz dient. Hierauf wird das eingeschmolzene Eisen im Heerde wieder aufgebrochen (Rohaufbrechen), der Heerd mit Kohlen gefüllt und das darüber gelegte Eisen bei verstärktem Winde wieder eingeschmolzen. Die Luft oxydirt von neuem und es bilden sich Eisenoxydul und Eisenoxyd, von denen das erste mit Kieselerde sich zu einem Subsilicat, $\dot{F}e^6\dddot{S}i$, (Gahrschlacke) verbindet, welches bei der Rothglühhitze mit kohlehaltigem Eisen in Berührung, sich zerlegt, indem die Hälfte des Eisenoxyduls Sauerstoff an die Kohle des Roheisens abgiebt und Kohlenoxyd bildet, das reducirte Eisen dieses Oxyduls aber mit dem Kohleneisen zusammenschmilzt; aus dem Subsilicat wird dann ein Drittelsilicat, $\dot{F}e^3\dddot{S}i$. Nach erfolgtem zweiten Schmelzen wird die Gahrschlacke nicht abgelassen, sondern man läfst sie mit dem noch einmal aufgebrochenen (Gahraufbrechen) Eisen beim dritten Schmelzen in Berührung und sie wirkt daher entkohlend und ersetzt einen Theil des Verlustes, welchen man am Eisen durch Oxydation haben würde. Nach diesem dritten Einschmelzen (Gahreinschmelzen) ist das Roheisen in der Regel in Stabeisen umgewandelt, es befindet sich im Heerde nicht mehr eine geschmolzene, sondern eine teigartige Eisenmasse (der Deul oder die Luppe), welche herausgehoben und unter schweren Hämmern (Aufwerfhämmern, Stirnhämmern) oder unter einem Quetschwerk (s. Fig. 56.) von der eingemengten Schlacke befreit wird.

§. 499. An den Orten, wo Holzkohlen zu theuer sind, wird das Stabeisen nicht in Frischheerden, sondern in Flammenöfen, die mit Steinkohlen geheizt werden, dargestellt. **Der Puddleprocess.**

Das zu frischende Roheisen darf nämlich nicht unmittelbar mit Steinkohlen oder Coaks in Berührung kommen, weil es sonst Schwefel aus ihnen aufnehmen würde. Man schmilzt daher entweder in einem eigens construirten Flammenofen mit 2 Heerden, von denen der eine zum Vorwärmen des Roheisens dient, oder in einem einfachen Flammenofen (s.

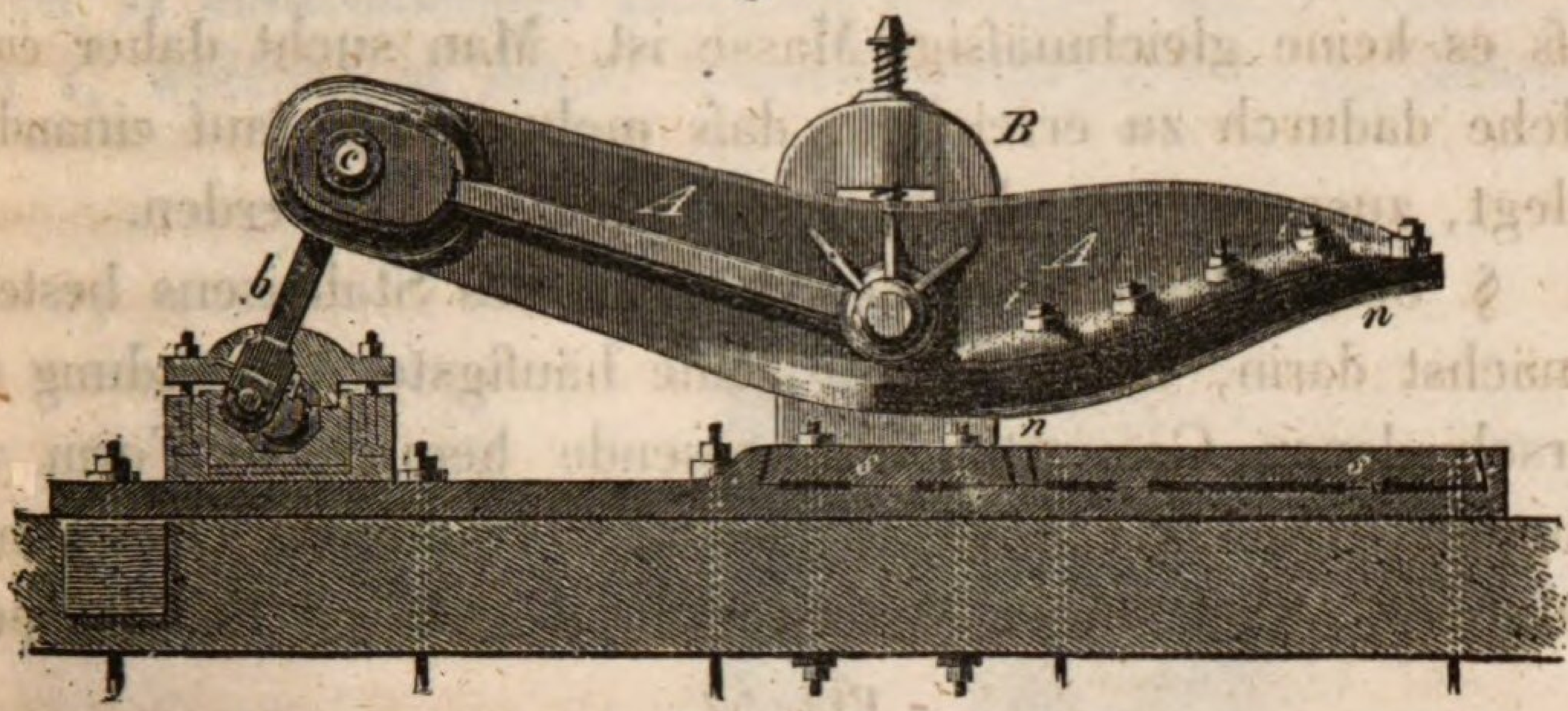
Fig. 55.



Der Puddleofen.

Fig. 55.), das Roheisen auf der Heerdsohle *h* ein und läſst vom Rost *r* aus je nach Bedürfniſs eine stark ruſsende (während des Einschmelzens) oder eine mehr oxydirende Flamme (während des Entkohlens) über den Heerd schlagen, indem man den Zug durch die Klappe des Schornsteins *e* regulirt. Wenn das eingeschmolzene Eisen dickflüssiger wird, so rührt der Arbeiter es fleiſsig um (*puddle* im Engl., daher Puddlingsproceſs), damit es der Luft neue Flächen darbiete. Dabei entweicht Kohlenoxydgas aus dem aufwallenden Eisen, und wenn die Entkohlung hinreichend vor sich gegangen ist, so wird die bis zur Weiſsgluth erhitzte sandig teigige Eisenmasse auf der Sohle in mehre Bälle (Luppen) gerollt und aus dem Ofen herausgezogen. Die Schlacke, welche während des Puddelns entsteht, wird durch eine Oeffnung abgelassen, die in den Luppen zurückgebliebene wird aus denselben durch schwere Hämmer (Stirnhämmer) oder durch Quetschwerke (Fig. 56.) ausgepreſst.

Fig. 56.



Das Quetschwerk.

§. 500. Nicht alles Roheisen läfst sich sogleich direct zu Stabeisen verarbeiten, am besten weifses oder mit Holzkohlen dargestelltes graues Roheisen. Das graue, namentlich wenn es bei sehr hoher Temperatur des Hohofens dargestellt ist, wie das mit Coaks erblasene, enthält zu viel Silicium und zu viel Graphit, welche beide bei dem Frischen sehr hinderlich sind. Man ändert daher durch vorgängiges Einschmelzen in einem kleinen Heerde mit starkem Gebläse und schnelles Erkaltenlassen der geschmolzenen Masse solches graue Roheisen in ein weifses (grelles) um und erreicht dadurch, dafs das Silicium sich oxydirt und der Graphit in chemische Verbindung mit Eisen tritt. Diese Vorbereitung zum Puddeln wird Weifs- oder Feinmachen genannt, das dadurch erhaltene Roheisen Feinmetall und die dazu bestimmten Heerde Feineisenfeuer.

Das Feinmachen des Roheisens.

§. 501. Gutes Roheisen, welches aufser ein wenig Kiesel keine andern schädlichen Beimengungen enthält, wird in Frischheerden besser als in Flammenöfen zu Stabeisen verarbeitet. Schlechtes Roheisen aber, welches viel Silicium und aufserdem Phosphor u. dgl. enthält, wird zweckmäfsiger in Flammenöfen verarbeitet, weil die unmittelbare Berührung der Kohle im Frischheerde die Oxydation des Siliciums und Phosphors erschwert. Letztern pflegt man auch durch Zusatz eines Gemenges von 1 Th. Braunstein und 2 Th. Kochsalz, welches mit Thon zu Kugeln geformt, in das auf der Sohle des Flammenofens schmelzende Eisen eingetragen wird, zu entfernen.

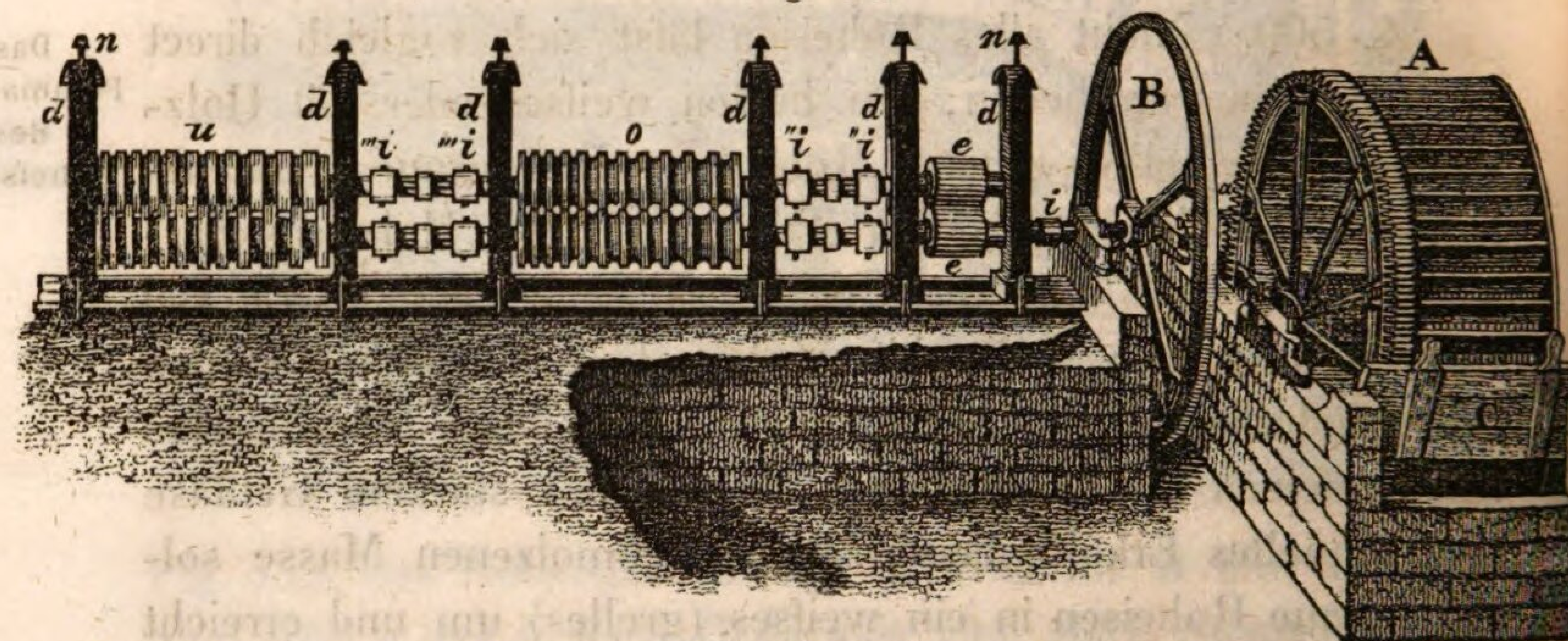
Entphosphorn.

Aus der Darstellungsweise des Stabeisens geht hervor, dafs es keine gleichmäfsige Masse ist. Man sucht daher eine solche dadurch zu erreichen, dafs mehre Stäbe auf einander gelegt, zusammengeschweifst und ausgereckt werden.

Verarbeitung des Stabeisens unter dem Walzwerk,

§. 502. Die weitere Verarbeitung des Stabeisens besteht zunächst darin, es in die für seine häufigste Anwendung zu verschiedenen Gegenständen passende bequemste Form zu bringen. Dies geschieht theils unter Hämmern (Schwanzhämmern), theils unter Walzwerken (Fig. 57.). Die Luppen

Fig. 57.



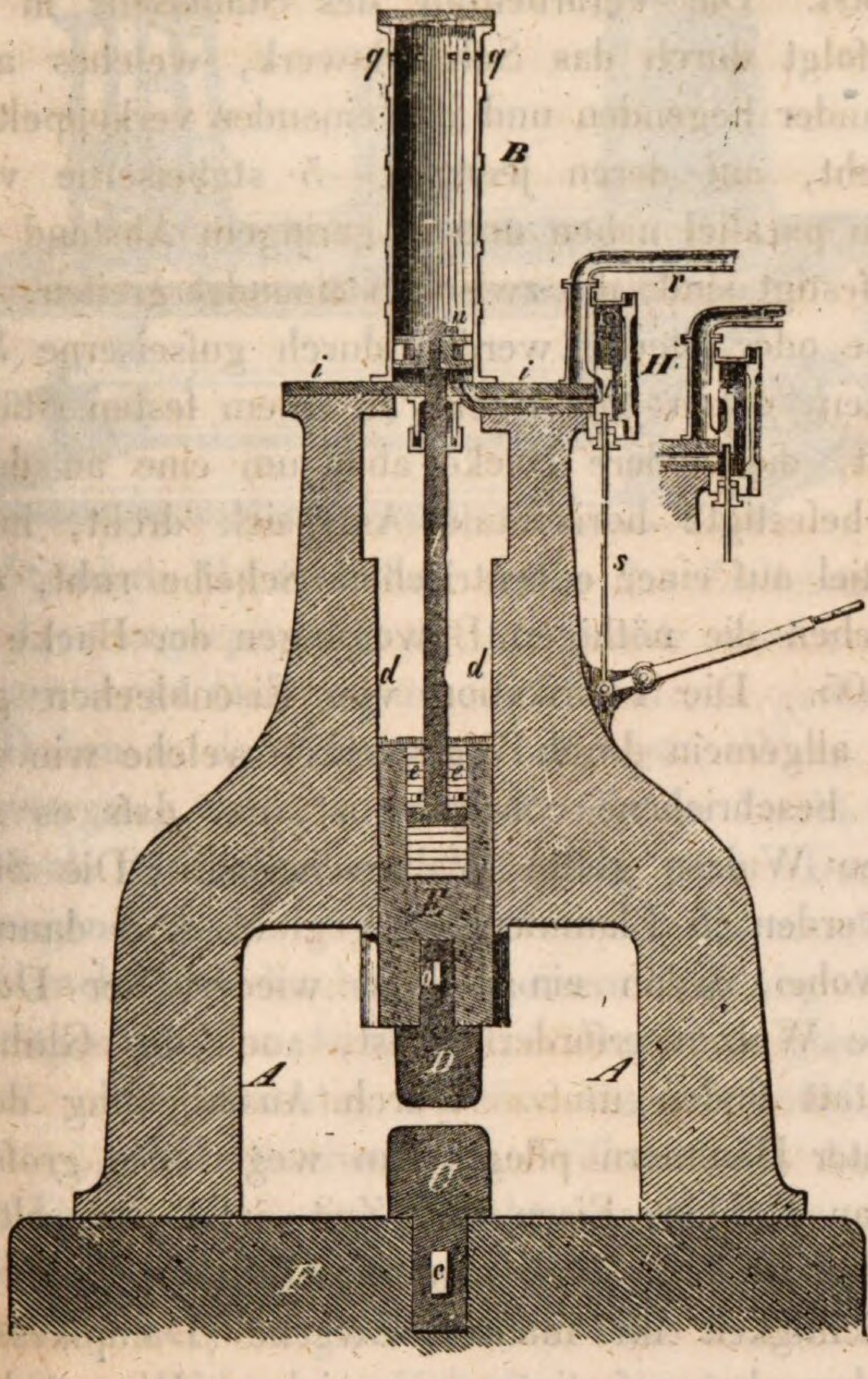
werden unter den Hämmern oder zwischen den Walzen *u* zu platten, vierkantigen Stäben (Zain- oder Bandeisen) oder zwischen den Walzen *o* des Walzwerkes zu runden Stäben ausgearbeitet. Die Walzwerke haben vor den Hämmern den Vorzug der Zeitersparnifs und liefern ein Eisen von glätterem und regelmäfsigerem Aeufsern.

unter dem Dampfhammer.

§. 503. Gröfsere Stücken von Stabeisen bearbeitet man neuerlich unter dem Dampfhammer, welcher für die Eisenindustrie zu den wichtigsten Entdeckungen der neueren Zeit gehört. Ein solcher Hammer besteht aus einem eisernen Gerüst *AA*, in dessen geschliffener Bahn *dd* sich ein mit dem Hammer *D* versehener Eisenblock *E* auf- und niederbewegt, wenn der Dampf den Kolben im Cylinder *B* hebt, welcher mittelst der an ihm befestigten Stange *t* den Hammer in die Höhe zieht. Die Regulirung des durch die Oeffnung *u* in den kleinern Cy-

linder *H* einströmenden Dampfes geschieht durch den Schieber *l*, welcher in seiner höheren Stellung (s. die kleinere

Fig. 58.



Figur) dem Dampf in den Cylinder *B* Zutritt gestattet, heruntergezogen aber (s. die grofse Figur) diesen Zutritt verhindert, dagegen dem Dampf durch den hohlen Raum des Schiebers den Austritt in das Ableitungsrohr *r* gestattet. Durch die Löcher *qq* tritt während des Aufgangs des Kolbens die Luft aus *B*, die über *q* befindliche Luft aber wird, wenn der Kolben sich dem Cylinderdeckel nähert, zusammengedrückt und wirkt elastisch wie eine Feder. In obiger Zeichnung ist die Steuerung des Schiebers durch einen Hebel

angedeutet, man hat aber neuerlich durch besondere Vorrichtungen in dem kleinen Cylinder *H* und an dem Eisenstück *E* eine Selbststeuerung des Hammers eingeführt.

Zertheilung des Eisens im Schneidewerk,

§. 504. Die Verarbeitung des Stabeisens in dünnere Stäbe erfolgt durch das Schneidewerk, welches aus zwei über einander liegenden und mit einander verkoppelten Wellen besteht, auf deren jeder 4—5 stabeiserne verstählte Schneiden parallel neben und in geringem Abstand von einander befestigt sind, die zwischen einander greifen. Stärkere Eisenstäbe oder Bleche werden durch gufseiserne Scheeren zerschnitten, deren eine Backe an einem festen Ständer befestigt ist, die andere Backe aber um eine an demselben Ständer befestigte horizontale Axe sich dreht, indem ihr langer Stiel auf einer excentrischen Scheibe ruht, die beim Herumdrehen die nöthigen Bewegungen der Backe bewirkt.

durch Scheeren.

Die Darstellung von Blechen.

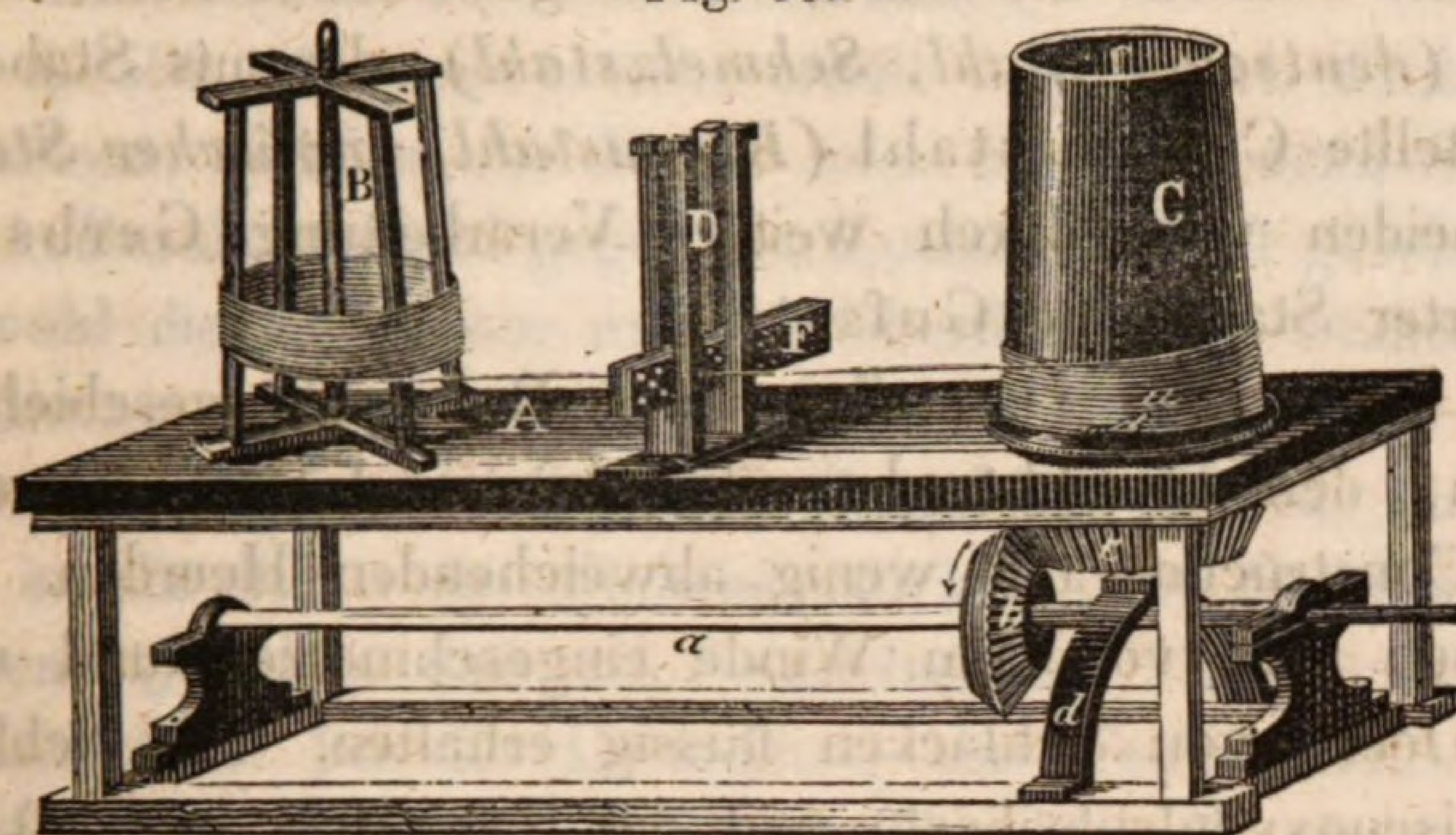
§. 505. Die Fabrikation von Eisenblechen geschieht jetzt fast allgemein durch Walzwerke, welche wie das oben (§. 502.) beschriebene construirt ist, nur dafs es statt der cannelirten Walzen glatte Walzen enthält. Die Stabeisenstücke werden in Flammenöfen geglüht und dann ausgewalzt, wobei, wenn ein vielmal wiederholter Durchgang durch die Walzen erforderlich ist, auch das Glühen noch einmal statt finden mufs. Durch Ausarbeitung des Stabeisens unter Hämmern pflegt man wegen des grofsen Aufwandes an Kohlen, Eisen und Zeit, jetzt nur selten noch Bleche darzustellen, doch sind dieselben wegen ihrer grösseren Dichtigkeit für manche Zwecke (Dampfkessel) den unter Walzwerken gefertigten vorzuziehen. Wegen der leichten Oxydirbarkeit des Eisens werden die Bleche oft mit einem Ueberzug von Zinn versehen und diese verzinnten heifsen W e i f s b l e c h, während die unverzinnten S c h w a r z b l e c h e genannt werden.

Die Drahtfabrikation.

§. 506. Eisendraht, zu welchem das beste d. h. zäheste und haltbarste Eisen verwendet werden mufs, wird zu den gröbern Sorten unter Walzwerken, zu den feinern Sorten auf dem Drahtzug gearbeitet. Dieser besteht aus der Haspel

B, auf welche der bis auf ungefähr $4\frac{1}{2}$ Linie ausgereckte gröbere Draht glühend aufgelegt wird, aus der Trommel *C*

Fig. 59.



und den Ständern *D*, zwischen denen das Zieheisen *F* sich befindet. Das angespitzte Ende des Drahts wird erst durch eine der gröſseren Oeffnungen des Zieheisens gesteckt und an dem Haken *u* der Trommel befestigt. Wenn letztere sich in Bewegung setzt, so wickelt sich der Draht auf, indem er durch das Zieheisen ausgedehnt wird. Der einmal durchgegangene Draht wird dann von der Trommel auf die Haspel gebracht und durch eine kleinere Oeffnung des Zieheisens gezogen und so fort, bis er den verlangten Durchmesser hat. Der dünnste, welcher Handelsartikel zu sein pflegt, hat $\frac{1}{166}$ Zoll Durchmesser. Während des Ausziehens muſs der Draht mehrmals geglüht werden, um ihm die hinlängliche Weichheit wieder zu geben, welche er beim Ziehen verlor. Das Ausglühen muſs ohne Zutritt der Luft geschehen in verschlossenen Cylindern oder indem der Draht mit Kalk und Lehm überzogen ist, sonst oxydirt sich die Oberfläche und die harten Glühspanstücke verderben die Ziehlöcher. Etwa entstandenes Oxyd wird durch Beizen mit verdünnten Säuren oder durch Abscheuern entfernt.

§. 507. Der Stahl ist ein Kohleneisen, welches weniger Kohle als das Roheisen und mehr als das Stabeisen enthält. Er kann daher sowohl aus dem einen, als aus dem andern dargestellt werden, indem man dem Roheisen Kohle **Der Stahl.**

entzieht oder dem Stabeisen Kohle zuführt. Je nachdem das Erstere oder Letztere geschieht, bekommt der Stahl verschiedene Namen: der aus Roheisen gewonnene heifst Rohstahl (*deutscher Stahl, Schmelzstahl*), der aus Stabeisen dargestellte Cementstahl (*Brennstahl, englischer Stahl*). Aus beiden wird durch weitere Verarbeitung Gerbstahl (raffinirter Stahl) und Gufsstahl.

Darstellung des Rohstahls.

§. 508. Die Darstellung des Rohstahls geschieht in kleinen, den Frischheerden ähnlichen und von diesen in ihrer Construction nur wenig abweichenden Heerden. Das Roheisen wird vor dem Winde eingeschmolzen und unter einer Decke von Schlacken flüssig erhalten. Die Schlacke (ein Eisenoxydulsubsilicat) und der Sauerstoff der Luft entziehen dem Eisen einen Theil seines Kohlenstoffs (wie beim Frischprocefs) und es geht alsdann aus dem flüssigen in den steifen Zustand über. Es liegt bei dieser Bearbeitung hauptsächlich in der Kunstfertigkeit und dem geübten Blick des Arbeiters, den Augenblick wahrzunehmen, in welchem das Eisen hinreichend Kohlenstoff verloren hat, um Stahl zu geben; denn bei längerer Bearbeitung kann es leicht zu viel Kohle verlieren und geht dann in Stabeisen über. Die im Heerde befindliche Rohstahlmasse wird herausgebrochen und durch ein Setzeisen in mehre keilförmige Stücke zertheilt, welche man aufheizt und zu Stäben ausschmiedet. — Nur ein von fremden Beimengungen ziemlich freies Roheisen läfst sich zu gutem Stahl verarbeiten und unter den beiden Roheisenarten eignet sich am besten das weifse, namentlich das aus Spatheisenstein gewonnene Spiegeleisen dazu, theils weil es aufser Mangan sehr wenig oder keine andern Beimengungen enthält, theils weil sein sämmtlicher Kohlenstoff chemisch gebunden ist und daher bei der Oxydation leichter und gleichmäfsiger abgeschieden werden kann, während der Graphit des grauen Roheisens schwerer zu oxydiren ist. Das graue Roheisen, besonders das mit Coaks erblasene, eignet sich nicht gut zur Rohstahlfabrikation, denn es hat zu viel Silicium und andere schädliche Beimengungen, und

dasjenige graue Roheisen, welches frei davon ist, wird am zweckmäſsigsten vorher in weiſses Roheisen umgewandelt und dann erst zu Rohstahl verarbeitet.

§. 509. Cementstahl erhält man durch Glühen von Stabeisen, welches mit Kohle oder kohlegebenden Substanzen in Berührung und gegen den Zutritt der Luft geschützt ist. Obwohl die Kohle nur mit der Oberfläche des Stabeisens in Berührung ist und zunächst von dieser aufgenommen werden kann, so verbreitet sich doch während des Glühens die Kohle bis in die Mitte des Stabeisenstückes (das Stabeisen wird cementirt), ohne daſs ein Schmelzen der Masse statt findet. Man verfährt bei der Darstellung des Cementstahls in der Regel so: in einem länglich viereckigen aus feuerbeständigem Thon angefertigten Kasten wird auf dem Boden eine (ungefähr 2 Zoll hohe) Schicht Cementirpulver, welches aus gröblich gepulverter Holzkohle von harten Hölzern, 10 p. C. Holzasche und 2—3 p. C. Kochsalz besteht, ausgebreitet. Auf diese Schicht legt man Eisenstäbe, die zweckmäſsiger Weise nicht über ½ Zoll dick sind, auf die hohe Kante ¼—½ Zoll weit von einander und die äuſsersten 1 Zoll von den Wänden des Kastens entfernt; auf diese bringt man wieder eine Lage (½—¾ Zoll hoch) Cementirpulver und in derselben Richtung wieder Eisenstäbe und so fort bis der Kasten beinahe angefüllt ist. Den leeren Raum (ungefähr ½ Fuſs) füllt man noch mit Cementpulver, mauert die Oeffnungen der Kasten und die Seitenwand, durch welche der Arbeiter zu den Kasten gelangte, zu und unterhält 2—4 Tage lang eine hohe Temperatur, welche zuletzt starke Weiſsgluth erreicht. Gewöhnlich befindet sich eine Probestange, welche während der Operation herausgezogen werden kann, im Ofen. Nach mehrtägigem Erkalten wird das cementirte Stabeisen herausgenommen und weiter verarbeitet. — Es kann zur Stahlbereitung auf diesem Wege nur ein gutes, weder roth- noch kalt- noch faulbrüchiges Stabeisen angewendet werden, denn alle schlechten Eigenschaften des Stabeisens finden sich in dem daraus bereiteten Stahl wieder.

Darstellung des Cementstahls.

Das Raffiniren des Stahls. §. 510. Sowohl Rohstahl als Cementstahl sind zufolge ihrer Darstellung ein ungleichartiges Kohleneisen. Denn beim Einschmelzen des Roheisens werden die unter dem Gebläsewind befindlichen Theile mehr entkohlt als die an den Wänden des Heerdes, und beim Cementiren des Stabeisens werden die äufsern Theile des Stabes früher in den stahlartigen Zustand übergehen, als die innern, und man kann durch längere Brennzeit und schnell gesteigerte Temperatur dieses nicht verbessern, weil dadurch die äufsern Theile des Stabes roheisenartig werden. Die ersten Produkte der Stahlbereitung bestehen daher stets aus einem Gemenge einer harten und weichen Verbindung. Um diese gleichartig zu machen, wird der Stahl raffinirt oder gegerbt. Man erhitzt nämlich die ausgeschmiedeten Stäbe von Rohstahl oder Cementstahl bis zur Rothgluth, löscht sie in Wasser ab und schlägt sie auf einem Ambofs entzwei. Es springen zuerst immer die härtesten Theile der Stäbe ab und diese werden für sich genommen, zusammengeschweifst und Edelstahl genannt. (Edelstahl.) Wenn die Stäbe alsdann von neuem stärker auf den Ambofs geschlagen werden, springen wiederum mehre Theile davon ab, welche der Arbeiter, nach der Bruchfläche urtheilend, in härtere und weichere sondert, je ein weiches neben ein hartes Stück legt und 6—8 solcher Stücke im Schmiedefeuer zu einem Stabe ausarbeitet. (Gerbstahl.) Ein solcher Stab wird in der Mitte durchgeschlagen und die beiden Stücke wieder zusammengeschweifst, und je nachdem dies ein oder mehrmals geschieht, heifst der Stahl ein- oder mehrmals raffinirter.

Gufsstahl. §. 511. Der gleichmäfsigste Stahl wird erhalten, wenn der raffinirte Stahl geschmolzen wird. Man pflegt 30—40 Pfund Stahl in sehr feuerbeständigen Tiegeln, die mit einem gut schliefsenden Deckel oder mit Glas bedeckt sind, in Tiegelöfen bis zum Schmelzen zu erhitzen, die Tiegel mit Zangen aus dem Ofen zu nehmen und den flüssigen Stahl in eiserne aus zwei Hälften bestehende, vorher angewärmte Formen zu giefsen und die so gewonnenen Stücke im

Schmiedefeuer auszurecken. Bei der Gufsstahlfabrikation ist die geringe Haltbarkeit der Tiegel, welche durch die hohe zum Schmelzen des Stahls erforderliche Temperatur und durch den schnellen Temperaturwechsel beim Herausnehmen aus dem Ofen veranlafst wird, kein geringes Hindernifs und daher der Gufsstahl auch in hohem Preise.

§. 512. Man theilt bisweilen dem Gufsstahl einen vorzüglichen Grad von Härte mit durch Zusatz sehr geringer Mengen anderer Metalle, z. B. von $1\frac{1}{2}$ p. C. Platina, 1—2 p. C. Rhodium, am besten wird er durch Zusatz von $\frac{1}{5}$ p. C. Silber. Silberstahl. In Ostindien wird ein Stahl durch Schmelzen von Stabeisen mit Pflanzensubstanzen dargestellt, der Wootz, dessen grofse Wootz. Härte auf Beimengungen von Aluminium beruhen soll.

§. 513. Die Eigenschaften des Stahls sind folgende: Eigenschaften des Stahls. Farbe. er hat eine grauweifse Farbe und ist, polirt, sehr glänzend; seine Farbe allein unterscheidet ihn nicht vom Stabeisen, aber Bruch und Textur. Gefüge. Stahl ist auf dem Bruch körnig, dicht und gleichartig, je feinkörniger desto besser, und selbst in den dünnsten Stäben ist seine Textur nicht sehnig. Spec. Gew. Sein spec. Gewicht ist 7,7. Er ist härter als Stabeisen und graues Roheisen und zugleich zähe. Wird er erhitzt und dann in Wasser getaucht (gehärtet), Härten. so bekommt er eine solche Härte, dafs er Glas schneidet. Ungehärtet aber läfst er sich schweifsen Schweissbarkeit. und, wie das Stabeisen, mit allen Instrumenten, Feilen, Bohrer u. s. w. bearbeiten. Aus dem gehärteten Zustande kann der Stahl durch Erhitzen unter Abschlufs der Luft wieder in den weichen und aus diesem durch Ablöschen wieder in den gehärteten übergeführt werden. Beim Härten dehnt sich der Stahl aus und zwar ist diese Volumenvergröfserung nicht bei allen Stahlarten gleichmäfsig, und da vieler Stahl aus ungleichartigen Theilen besteht, so erleidet er eine ungleichartige Ausdehnung, er verzieht sich. Beim Härten bekommt der Stahl Sprödigkeit. zugleich eine so grofse Sprödigkeit, dafs viele daraus gefertigte Gegenstände wegen ihrer grofsen Zerbrechlichkeit nicht anwendbar sein würden, wenn es nicht ein Mittel gäbe, ihnen

Anlassen. die Sprödigkeit zu nehmen, nämlich das Anlassen oder Tempern des Stahls. Wird gehärteter Stahl nur schwach erhitzt, so verliert er seine Sprödigkeit und seine eigenthümliche weifsgraue Farbe, er bekommt vielmehr je nach der höheren oder geringeren Temperatur verschiedene Farben, die von der Dicke der durch das Erhitzen entstandenen Oxydschicht herrühren (der Stahl läuft an). Je niedriger die Temperatur beim Anlassen ist, desto härter, aber auch desto spröder bleibt der Stahl, bei zunehmender Temperatur verliert sich seine Sprödigkeit aber auch seine Härte. Bei 221° C. läuft der Stahl blafsgelb an (soweit erhitzt man z. B. feine chirurgische Instrumente), bei 243° wird er goldgelb (Rasir-, Federmesser u. dgl.), bei 254° braun (Scheeren und Meifsel für Eisen), bei 276° purpurfarben (Aexte, Hobeleisen, Taschenmesser), bei 288° hellblau (Uhrfedern, Klingen), bei 293° blau (Bohrer, feine Sägen), bei 316° dunkelblau (Hand- und Stichsägen, die gefeilt werden).

Kohlegehalt. Der Kohlenstoffgehalt des Stahls schwankt zwischen 0,6 und $1\frac{1}{2}$ p. C. und seine geringere oder gröfsere Härte hängt von dem geringern oder gröfsern Kohlegehalt ab. Steigt dieser bis 2 p. C. und darüber, so ist der Stahl zwar nach dem Ablöschen sehr hart, seine Festigkeit und Schweifsbarkeit aber so gering, dafs er bei Bearbeitung in hoher Temperatur unter dem Hammer zerfällt, wiewohl er sich kalt noch aushämmern läfst. Auf welche Weise der Kohlenstoff im ungehärteten Stahl vorhanden ist, läfst sich aus Verhalten gegen Säuren. der Behandlung mit Säuren schliefsen. Es zerlegt sich nämlich mit verdünnter Salzsäure der Cementstahl in Eisenchlorür und eine Verbindung der Kohle mit Eisen, welche sich in kleinen weifsen krystallinischen Blättchen ausscheidet, unlöslich in verdünnter, löslich in concentrirter Salzsäure unter Entwickelung etwas übelriechenden Kohlenwasserstoffs. Man betrachtet daher den ungehärteten Stahl als ein Gemenge von reinem Eisen mit einer Verbindung der Kohle mit Eisen. Gehärteter Stahl wird nicht von verdünnter Salzsäure angegriffen, mit concentrirter gekocht, löst er sich

unter Kohlenwasserstoff und Wasserstoff-Entwickelung vollkommen auf. Verdünnte Salpetersäure wirkt auf gehärteten Stahl ein und es scheidet sich auf der Oberfläche eine schwarze kohlige Masse aus. Wenn der Stahl ungleichartig ist und aus Gemengen von hartem und weichem Stahl besteht, so bilden sich durch die ungleiche Einwirkung der Säure auf dieselben gewisse Zeichnungen, aus hellen und dunklen Linien bestehend, welche man Damast nennt. Man bringt auf manchen Gegenständen, z. B. auf Gewehrläufen und Säbeln, als Verzierung diesen Damast hervor und er bildet sich noch weit besser, wenn Stahl und Stabeisen oder harter und weicher Stahl oder auch hartes und weiches Stabeisen zusammengeschweifst und verarbeitet worden sind, wie es bei den Gewehrläufen meistens der Fall ist. Damast.

Wird der Stahl bis zur Weifsglühhitze erhitzt und langsam erkaltet, so scheidet sich das Kohleneisen in gröfsern Blättern aus und der Stahl verliert seine Festigkeit (er ist verbrannt). Setzt man Stahl öfters der Schweifshitze aus, wobei gewöhnlich der Zutritt der Luft nicht ganz abgehalten wird, so oxydirt sich ein Antheil seines Kohlenstoffs, er geht in Stabeisen über und hat ebenfalls seine Güte verloren. Verbrennen des Stahls.

§. 514. Manchen eisernen Gegenständen, die blos auf ihrer Oberfläche hart zu sein brauchen, theilt man diese Härte auf eine eigenthümliche Weise mit (man verstählt sie). Soll die harte Schicht tief nach dem Innern gehn, so cementirt man wie bei der Darstellung des Cementstahls, nur kürzere Zeit, und löscht die glühenden Gegenstände schnell ab. Wenn aber nur eine dünne Schicht Stahl das Eisen bedecken soll, so bestreut man die zu verstählenden Gegenstände mit Kaliumeisencyanür (s. §. 532.) und löscht sie nach dem Glühen ab. Das Cyanür zersetzt sich auf dem glühenden Eisen und der Kohlenstoff des Cyans wird vom Eisen aufgenommen. — Auch durch Leuchtgas kann eine Cementation ausgeführt werden, weil dasselbe, über glühendes Eisen geleitet, einen Theil seines Kohlenstoffs abgiebt und dem Eisen mittheilt. Verstählen eiserner Gegenstände.

§. 515. In so fern die verschiedenen Verbindungen des Eisens mit Kohle eine specielle Anwendung in der Artillerie-Technik finden, wird das Erforderliche darüber in der 2. Abtheilung seine Stelle finden.

Eigenschaften des reinen Eisens. §. 516. Das reine Eisen hat folgende Eigenschaften: geschmolzen (wie man es durch Erhitzen von Eisendraht mit Eisenoxyd erhält) ist es weifs und stark metallisch glänzend, Farbe. sehr zähe, weich und dehnbar. Weichheit. Es wird durch einen Magnet oder elektrischen Strom magnetisch, Magnetismus. verliert aber den Magnetismus sogleich wieder, wenn der Magnet oder elektrische Strom nicht mehr wirken. Enthält es aber so viel Sauerstoff, wie im Eisenoxydoxydul, oder so viel Kohle wie im Stahl, oder so viel Schwefel wie im Magnetkies, so wird ihm zwar nur langsam, aber ein innerhalb gewisser Temperaturgrenzen dauernder Magnetismus mitgetheilt. Es hat ein spec. Gewicht = 7,8, Spec. Gew. und ist nur bei sehr hoher Temperatur (ungefähr 1500°) schmelzbar. Schmelzpunkt. Wenn in einem Strom von Wasserstoffgas Eisenoxyd bei + 250° reducirt wird, so erhält man Eisen als schwarzes Pulver, welches beim Zutritt der Luft sich entzündet und oxydirt. Pyrophor. — In trockner Luft verändert sich das Eisen nicht, Rosten. in feuchter und namentlich in kohlensäurehaltiger bildet sich schnell Eisenoxydhydrat (Rost). In einer Atmosphäre, welche Dämpfe von Säuren, Chlor oder Schwefelwasserstoffgas, selbst in geringen Mengen, enthält, rostet das Eisen sehr schnell und ebenso unter einem Wasser, welches viele Salze enthält, wie z. B. das Meerwasser, ausgenommen wenn diese Salze neutrale kohlensaure Alkalien sind; denn diese bilden, so lange als sie noch Kohlensäure (zur Bildung des zweifach-kohlensauren Alkalis) aufnehmen können, eben so wie die kaustischen Alkalien und Kalkerde, Schutzmittel gegen das Rosten (s. u. §. 518.). Unter einer dicken Schicht Wasser überzieht sich das Eisen mit einer schwarzen Kruste (Eisenoxydoxydulhydrat), unter einer dünnern Schicht Wasser entsteht der rothbraune Ueberzug des Rostes. Beim Rosten des Eisens unter Wasser wird letzteres zersetzt und

es bildet sich zugleich (aus dem Wasserstoff des Wassers und dem Stickstoff der Luft) Ammoniak, welches sich mit dem Eisenoxyd verbindet. Aufser den eben angeführten chemisch wirkenden Mitteln zum Schutz gegen Rost giebt es noch mechanische, z. B. das Ueberziehen mit einem Firnifs (bei Kanonen) oder das Einreiben mit Graphit (bei Oefen und Kanonenkugeln) und unter andern auch das Bruniren (braun machen). Dieses besteht in der Behandlung des eisernen Gegenstandes, z. B. der Gewehrläufe, mit einer sehr verdünnten Säure oder sauren Salzlösung, wie des salpetersauren Kupferoxyds oder Antimonchlorids. Dadurch bildet sich ein dünner und gleichmäfsiger Ueberzug von Eisenoxyd, welcher, geglättet und mit Wachs oder Schellackfirnifs überzogen, eine braune schützende Decke gegen die Einwirkung der Luft und Kohlensäure darbietet. Beim Erhitzen in der Luft oder in Sauerstoffgas bis zur starken Rothgluth überzieht sich das Eisen mit einer schwarzen Rinde von Oxydoxydul (Hammerschlag, Glühspan) s. §. 519.

Schutzmittel gegen das Rosten.

Bruniren.

Das bisher angeführte Verhalten gegen Sauerstoff bei gewöhnlicher (das Rosten) und bei erhöhter Temperatur (das Entstehen des Glühspans) ist nicht nur eine Eigenschaft des reinen Eisens, sondern auch seiner verschiedenen Kohlenverbindungen. Verdünnte Säuren lösen reines Eisen unter Wasserstoffentwickelung auf (Fe und $\dot{H}\dddot{S} = \dot{Fe}\dddot{S}$ und H), concentrirte Salpetersäure giebt Sauerstoff an dasselbe ab und zerlegt sich in eine niedere Oxydationsstufe des Stickstoffs. Das Verhalten der Kohlenverbindungen des Eisens gegen Säuren ist oben bei den einzelnen angeführt.

Verhalten gegen Säuren.

Das Eisen hat drei Oxydationsstufen, von denen zwei Basen sind und die dritte eine Säure, deren Sauerstoff bei gleicher Menge Metall in dem Verhältnifs von $1 : 1\frac{1}{2} : 3$ steht.

Oxydationsstufen.

§. 517. **Eisenoxydul**, $\dot{Fe}$, im reinen Zustande ist noch nicht bekannt, vielleicht ist es das schwarze Pulver, welches beim Kochen des Oxydulhydrats unter Wasser entsteht. Beim Zusatz von Ammoniaklösung zu der Lösung

Eisenoxydul, $\dot{Fe}$.

Hydrat.

eines Eisenoxydulsalzes, wenn beide nicht lufthaltig sind, entsteht ein weifser Niederschlag, Eisenoxydulhydrat, welcher durch Einwirkung der Luft sich schnell höher oxydirt und erst grün, dann schwarz und zuletzt rothbraun wird. Eisenoxydul ist eine stärkere Basis als das Oxyd.

Eisenoxyd, $\dddot{F}e$.

§. 518. Eisenoxyd, $\dddot{F}e$, kommt in der Natur sehr verbreitet vor und ist schon oben bei den Erzen (§. 483.) erwähnt. Es ist bisweilen sehr dicht und hart und wird als Polirmittel angewendet (*Blutstein*), manchmal fein vertheilt, mit andern Substanzen, wie Thon u. dgl., gemengt und färbt dann mit rother Farbe ab (*Röthel*). Die rothe Farbe mancher Gebirge (des bunten Sandsteins, des Rothliegenden) rührt ebenfalls vom Eisenoxyd her. Daher ist es auch ein fast steter Bestandtheil der Pflanzenaschen und des thierischen Körpers. Künstlich erhält man das Eisenoxyd durch Glühen des salpetersauren Oxyds oder schwefelsauren Oxyduls (*Colcothar* oder *Caput mortuum*) als dunkelbraunes Pulver, welches zerrieben roth aussieht und als Malerfarbe benutzt wird (*Englisch Roth*). Geglühtes Eisenoxyd wird nur schwer von Säuren aufgelöst.

Blutstein. Röthel. Colcothar.

Hydrate.

Eisenoxydhydrat bildet sich, wenn ein Eisenoxydsalz durch kaustische oder kohlensaure Alkalien im Ueberschufs gefällt wird. Der rothbraune sehr voluminöse Niederschlag wird beim Trocknen pulverförmig und besteht aus $\dddot{F}e^2\dot{H}^3$. Krystallisirt findet sich dieses Hydrat in der Natur (*Brauneisenstein*), und zwar meist durch Zersetzung des kohlensauren Eisenoxyduls entstanden. Wenn sich Schwefelkies (s. u.) oxydirt, so wandelt er sich auch in Eisenoxydhydrat um, oft mit Beibehaltung seiner Form, aber dieses Hydrat hat die Zusammensetzung $\dddot{F}e\dot{H}$; es hat bei den Mineralogen auch den Namen *Göthit, Nadeleisenerz, Rubinglimmer,* — überhaupt schuppig faseriger Brauneisenstein. — Es ist schon oben (s. §. 516.) erwähnt, dafs der Eisenrost Oxydhydrat sei. Seine Bildung, welche namentlich in kohlensäurehaltiger Luft und bei Gegenwart von etwas Wasser schnell von Statten geht, geschieht zuerst durch Einwirkung

$\dddot{F}e^2\dot{H}^3$. Brauneisenstein. $\dddot{F}e\dot{H}$. Entstehung des Rostes.

der Kohlensäure auf das Eisen und Wasser; es bildet sich kohlensaures Eisenoxydul und dieses zersetzt sich durch Sauerstoffaufnahme in Eisenoxydhydrat und freie Kohlensäure, denn mit Eisenoxyd, als einer zu schwachen Basis, kann sich die Kohlensäure nicht verbinden. Die freie Kohlensäure löst sich im Wasser und wirkt von Neuem auf einen andern Theil Eisen und der eben erwähnte Procefs findet wiederum statt. Daher der schnelle Angriff des Eisens, das Fressen des Rostes.

Das Eisenoxyd ist, wie alle Oxyde, die aus 2 Atomen Radical und 3 Atomen Sauerstoff bestehen, nur eine schwache Basis und verbindet sich sogar mit den starken Basen, wie Kali und Natron, als Säure. Diese Verbindungen sind aber sehr unbeständig und werden durch Wasser zersetzt.

Eisenoxydoxydul.

§. 519. Eisenoxydoxydul. Eine Verbindung der beiden basischen Oxyde des Eisens kann in verschiedenen Verhältnissen Statt finden. In Octaëdern krystallisirt findet sie sich im Mineralreich als *Magneteisenstein*, $\dot{Fe}\ddot{\bar{Fe}}$, mit überwiegender aber veränderlicher Menge des Oxyduls (Glühspan) entsteht sie beim Glühen des Eisens an der Luft oder beim Glühen des Spatheisensteins, $\dot{Fe}^4\ddot{\bar{Fe}}$. Der Magneteisenstein ist schwarzgrau, schwach metallisch glänzend, krystallinisch, dicht und magnetisch. — Ein Hydrat des Eisenoxydoxyduls bildet sich, wenn Magneteisenstein in Salzsäure gelöst und die Lösung in Ammoniak gegossen wird. Es ist ein schwarzes magnetisches Pulver, das sich auch bei Höheroxydation des Eisenoxydulhydrats bildet.

Eisensäure, $\dddot{Fe}$.

§. 520. Eisensäure, $\dddot{Fe}$, bildet sich, wenn Eisen mit Salpeter und Kalihydrat geschmolzen oder wenn in eine Lösung von Kalihydrat, worin Eisenoxydhydrat vertheilt ist, Chlorgas geleitet wird ($5\dot{K}$, $3\,Cl$ und $\dddot{Fe} = 3\,K\,Cl$ und $2.\dot{K}\dddot{Fe}$), die Eisensäure verbindet sich mit Kali und man erhält eine violette Auflösung, welche sich nach einiger Zeit zersetzt. Im freien Zustande kann die Eisensäure nicht erhalten werden, sie zerlegt sich sogleich in Sauerstoff und Eisenoxyd.

Auch mit andern Basen kann sich Eisensäure verbinden, aber ihre Verbindungen sind gröfstentheils wenig beständig.

Die Salze des Eisens. Eisenoxydulsalze.

§. 521. Die wasserfreien Oxydulsalze sind farblos, die wasserhaltigen bläulich grün. Sie oxydiren sich, besonders in Auflösungen, leicht zu Oxydsalzen und wirken daher reducirend auf andere Oxyde, die ihren Sauerstoff leicht abgeben (z. B. auf Gold- und Silbersalze). In ihren Auflösungen verursachen Alkalien einen weifsen, bald sich bräunenden Niederschlag, Kaliumeisencyanid einen dunkelblauen (Berlinerblau) und Schwefelwasserstoffammoniak einen schwarzen. Durch Schwefelwasserstoffwasser wird ihre saure Lösung nicht verändert, durch Stickoxydgas färbt sie sich tief braun.

Eisenoxydsalze.

Die Oxydsalze sind meistens braunroth gefärbt, auch farblos, manche blutroth (z. B. das essigsaure und das Schwefelcyansalz). Ihre Lösungen werden durch kaustische und kohlensaure Alkalien braunroth (Oxydhydrat), durch Kaliumeisencyanür dunkelblau (Berlinerblau), durch Galläpfeltinctur bläulichschwarz (gerbsaures Salz, Tinte) gefällt. Schwefelwasserstoff wandelt unter Abscheidung eines weifslichgelben Pulvers (Schwefel) das Eisenoxyd in Oxydul um ($\dddot{Fe}$ und HS = S, $\dot{H}$ und 2$\dot{Fe}$), Schwefelwasserstoff-Ammoniak bringt einen schwarzen Niederschlag hervor.

Schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol.

§. 522. Schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol, ist das im Handel am meisten vorkommende Eisensalz. Es wird gewöhnlich fabrikmäfsig dargestellt durch Auslaugen oxydirter Schwefelkiese (§. 541.). In manchen Bergwerken, die neben gewissen andern kostbareren Erzen viel Schwefelverbindungen des Eisens enthalten, werden letztere bei Seite gelegt (alter Mann) oder aus der Grube an die Oberfläche gebracht und nachdem sie vorher erhitzt (um Schwefel daraus zu gewinnen) sind, der Luft ausgesetzt. In beiden Fällen oxydiren sich durch den Sauerstoff der Luft der Schwefel und das Eisen zu schwefelsaurem Eisenoxydul, welches mit Wasser ausgelaugt und aus der Lösung in grünen Krystallen, $\dot{Fe}\dddot{S} + 7\dot{H}$, gewonnen wird. Enthält das Schwefeleisen andere Schwefelmetalle, so oxydiren sich auch diese

$\dot{Fe}\dddot{S} + 7\dot{H}$.

zu schwefelsauren Salzen: daher sind Beimengungen von schwefelsaurem Zinkoxyd und Manganoxydul nicht selten und die des Kupferoxyds gewöhnlich. Die letztere ist auch für viele Zwecke, zu denen das Eisenvitriol gebraucht wird, z. B. bei Anwendung in Färbereien, nicht schädlich, sogar erwünscht. Schnell und rein erhält man in kleinern Mengen Eisenvitriol durch Auflösen von Eisen (alten Nägeln) in verdünnter Schwefelsäure. Das Eisenoxydul im Salz hat grofse Neigung, sich in Oxyd umzuwandeln, doch geschieht dies schneller in der Lösung, als in den trocknen Krystallen. Eine oxydhaltige Auflösung kann durch Erwärmen mit Eisen vom Oxyd befreit werden ($\overline{\dddot{\mathrm{F}}}\mathrm{e}$ und Fe $= 3\,\dot{\mathrm{F}}\mathrm{e}$). 1 Th. Salz löst sich bei $+ 15^0$ in 1,43, bei 100^0 in 0,36 Th. Wasser. Eisenvitriol findet Anwendung zur Darstellung des Vitriolöls (s. ob. §. 151.), zur Schwarzfärbung von Zeugen, zur Bereitung der Dinte (gerbsaures Eisenoxyd), zur Fabrikation des Berlinerblaus, zur Indigoküpe (Reduction des blauen Farbstoffs), als Mittel gegen Holzschwamm und zu mehren andern Gegenständen. Mit den schwefelsauren Alkalien verbindet sich das schwefelsaure Eisenoxydul zu Doppelsalzen.

Anwendung desselben.

Kohlensaures Eisenoxydul, $\dot{\mathrm{F}}\mathrm{e}\,\ddot{\mathrm{C}}$.

§. 523. Kohlensaures Eisenoxydul findet sich krystallisirt im *Spatheisenstein*, künstlich wird es als weifses Pulver durch Fällung reinen Eisenvitriols mit kohlensaurem Natron erhalten. An der Luft oxydirt das künstlich dargestellte Salz sich leicht zu Eisenoxydhydrat, das krystallisirte natürliche widersteht länger, aber dieses wird leicht von kohlensaurem Wasser gelöst und dann schnell durch den Sauerstoff der Luft in Eisenoxydhydrat umgewandelt. Das Eisenoxydhydrat des Thoneisensteins, welcher ursprünglich ein Gemenge des kohlensauren Eisenoxyduls mit Thon ist, verdankt seine Entstehung jener Oxydation. Eine Auflösung von kohlensaurem Eisenoxydul findet sich in vielen Quellen (z. B. in den sogenannten Stahlwässern) und seine häufige Entstehung erklärt sich durch die Reduction, welche das allgemein verbreitete Eisenoxyd durch organische Körper,

wie Pflanzenreste, erleidet. Wurzeln von Pflanzen, die in einem eisenoxydhaltigen Boden sich zersetzen, wandeln das Oxyd in kohlensaures Oxydul um und dieses, von Quellwassern aufgenommen, wird an der Luft wieder Eisenoxydhydrat (Ocher), oder wenn Wässer mit anderen Salzen beladen, sich mit jenen vermischen, so entstehen Niederschläge von Eisensalzen, die bisweilen in grofsen Massen angehäuft als Eisenerze zum Verschmelzen dienen, z. B. das phosphorsaure Eisenoxyd des Raseneisensteins, das phosphorsaure Eisenoxyduloxyd der Blaueisenerde, das kieselsaure Eisenoxydul des Bohnerzes.

Das kohlensaure Eisenoxydul findet häufig, wie andere Eisensalze, Anwendung als kräftiges Heilmittel.

Salpetersaures Eisenoxydul.

§. 524. Salpetersaures Eisenoxydul kann erhalten werden, wenn man Schwefeleisen in kalte Salpetersäure einträgt oder Eisenvitriol mit salpetersaurer Baryterde fällt, und die concentrirte neutrale Lösung zum Krystallisiren bringt. Beim Erhitzen einer nur wenig Säureüberschufs enthaltenden Lösung bildet sich aber sogleich unter Stickoxydentwickelung Eisenoxydsalz.

Oxalsaures Eisenoxydul.

§. 525. Oxalsaures Eisenoxydul kommt als krystallisirtes Mineral (*Humboldtit*) vor und bildet sich bei der Einwirkung des Sonnenlichts auf eine Lösung von oxalsaurem Eisenoxyd ($\dddot{\bar{F}}e\ddot{\bar{C}}^{3} = 2\dot{F}e\ddot{\bar{C}}$ und $2\ddot{C}$) — eine bemerkenswerthe chemische Wirkung des Lichts.

§. 526. Von den übrigen Sauerstoffsalzen des Eisenoxyduls finden mehre theils in der Technik, theils in der Heilkunde Anwendung und werden an den betreffenden Stellen erwähnt werden. Ueber das kieselsaure Eisenoxydul s. oben §. 498.

Schwefelsaures Eisenoxyd.

§. 527. Schwefelsaures Eisenoxyd. Das neutrale Salz, $\dddot{\bar{F}}e\dddot{S}^{3}$, läfst sich künstlich durch Oxydation des Eisenvitriols unter Zusatz von Schwefelsäure und Salpetersäure erhalten; krystallisirt mit 9 Atomen Wasser findet es sich im Mineralreich (*Coquimbit*). Basische Salze giebt es in mehren verschiedenen Verhältnissen ($\dddot{\bar{F}}e\dddot{S}^{2}$, $\dddot{\bar{F}}e\dddot{S}$, $\dddot{\bar{F}}e^{2}\dddot{S}$, $\dddot{\bar{F}}e^{3}\dddot{S}$);

sie haben meist eine rothe oder gelbe Farbe, sind schwer oder unlöslich in Wasser und werden nicht selten als solche, häufiger noch geglüht, als Farbstoffe gebraucht. Das durch Glühen unlöslich gewordene schwefelsaure Eisenoxyd wird durch Zusatz einer sehr geringen Menge Eisenvitriol leicht löslich.

Phosphorsaures Eisenoxyd.

§. 528. Phosphorsaures Eisenoxyd, $\dddot{\overline{Fe}}\dddot{\overline{P}} + 4\dot{H}$, fällt beim Zusatz einer phosphorsauren Natronlösung zu einem Eisenoxydsalz als weifses Pulver, welches geglüht braun wird. Basischere Verbindungen der Phosphorsäure mit Eisenoxyd sehen braunroth aus; sie bilden sich wie oben erwähnt (§. 523.) und sind Gemengtheile des Wiesenerzes.

Eisenoxydul-oxydsalze.

§. 529. Doppelsalze, in denen beide Oxyde des Eisens als Basen vorhanden sind, kennt man mit Schwefelsäure $(3\dot{Fe}\dddot{S} + 2\dddot{\overline{Fe}}\dddot{S}^3 + 12\dot{H})$ und Phosphorsäure $[2.(\dot{Fe}^3\dddot{\overline{P}} + 8\dot{H}) + \dddot{\overline{Fe}}^3\dddot{\overline{P}}^2 + 8\dot{H}]$.

§. 530. Von den Salzen, die Eisenoxyd mit organischen Säuren bildet, sind mehre in der Heilkunde, wie weinsaures, essigsaures, äpfelsaures, andere in der Technik, wie essigsaures, gerbsaures, angewandt.

Eisenchlorür, FeCl.

§. 531. Eisenchlorür, durch Behandlung von Eisen mit Chlor erhalten, bildet weifse Krystallschuppen; durch Behandlung von Eisen mit Salzsäure und Abdampfen der Lösung erhält man blaugrüne Krystalle, $FeCl + 4\dot{H}$, die leicht in Wasser und Alkohol sich lösen, an der Luft erhitzt ihr Wasser verlieren und sich zum Theil zersetzen. **$FeCl + 4\dot{H}$.**

Eisencyanür.

§. 532. Eisencyanür, FeCy, ist ein weifses Pulver, welches schnell an der Luft blau wird und nur schwer rein darzustellen ist. Es zeichnet sich durch die Eigenschaft aus, mit andern Cyanverbindungen eine Reihe von Doppelsalzen zu bilden, welche sowohl für die Wissenschaft interessant, als auch für die Anwendung derselben in den Gewerben von Wichtigkeit sind. Das bemerkenswertheste dieser Doppelsalze ist das

Kaliumeisencyanür,

§. 533. Kaliumeisencyanür. Es ist im Handel unter dem Namen *Blutlaugensalz* oder blausaures Eisenkali be-

Blutlaugensalz. Darstellung desselben, kannt. Seine Darstellung geschah früher aus verkohltem Blut (daher der Name Blutlaugensalz), jetzt wendet man statt dessen meist die Kohle anderer thierischer Substanzen, z. B. Abfälle von Leder, Horn, Fleisch, am besten wollene Lumpen an, welche Substanzen sämmtlich keinen phosphorsauren Kalk enthalten. Die thierische Kohle (deren Darstellung oben §. 103 u. 333. beschrieben ist) wird mit Pottasche und Eisenstücken (auf 100 Th. Pottasche 80 Th. Kohle und 2 — 4 Th. Eisen) in eisernen Schaalen unter stetem Umrühren mit eisernen Stangen geschmolzen; nach vollendeter Einwirkung der Substanzen auf einander wird die Masse (Schmelze) ausgeschöpft und in heifsem Wasser aufgelöst. Die abgedampfte Lösung liefert unreine Krystalle, welche nochmals umkrystallisirt werden. Während des Schmelzens vereinigen sich der Stickstoff und Kohlenstoff der thierischen Kohle sowohl mit dem Kalium der Pottasche, wie mit dem zugesetzten Eisen und dem Eisen der Schaale und Rührstangen, es bildet sich Cyankalium und Cyaneisen und beide vereinigen sich zu Kaliumeisencyanür. *Eigenschaften. $2\,KCy + FeCy + 3\,\dot{H}$.* Das Salz krystallisirt aus der wässerigen Lösung in grofsen zusammengewachsenen gelben Krystallen, $2\,KCy + FeCy + 3\,\dot{H}$, welche bei 100° ihr Wasser verlieren, bei höherer Temperatur sich zersetzen, indem Cyankalium und Kohleneisen sich bilden und Stickstoff entweicht. Wird das Salz mit verdünnter Schwefelsäure erhitzt, so entwickelt sich Blausäure und eine andere Verbindung von Cyankalium mit Eisencyanür ($KCy + 2\,FeCy$) scheidet sich aus. *Anwendung als Reagens.* Eine grofse Zahl anderer Metallsalze werden durch eine Lösung von Blutlaugensalz so zersetzt, dafs sich ein neutrales Kalisalz und ein Doppelcyanür von Eisen und dem Metall des zugesetzten Salzes bildet, welches meist unlöslich ist und häufig durch seine besondere Farbe sich characterisirt. *Doppelcyanüre.* So geben z. B. Kupferoxydsalze einen röthlichbraunen Niederschlag ($2\,KCy + FeCy$ und $2\,CuCl = 2\,KCl$ und $2\,CuCy + FeCy$). Es dient daher das Kaliumeisencyanür nicht selten zur Erkennung gewisser Metallsalze. *Berlinerblau.* Am meisten wird es zur Dar-

stellung einer blauen Farbe, des *Berlinerblaus* benutzt. Wenn man nämlich eine Lösung von Blutlaugensalz mit einem Eisenoxydsalz vermischt, so entsteht ein dunkelblauer Niederschlag, welcher gewöhnlich, da die Materialien zu seiner Darstellung im Grofsen nicht rein sind, Beimischungen von Thonerde enthält. Die blaue Verbindung besteht aus Eisencyanürcyanid, $3 FeCy + 2. FeCy^3$, welches etwas Kaliumeisencyanür gebunden enthält [$3 (2 KCy + FeCy)$ und $2 FeCl^3 = 6 KCl$ und $(3 FeCy + 2. FeCy^3)$]. Durch Behandlung mit Säuren, worin das Eisencyanürcyanid nicht löslich ist (ausgenommen Oxalsäure), können die fremden Beimengungen ausgezogen werden und man erhält dann ein reineres Blau *(Pariserblau)*. In Oxalsäure löst sich die Verbindung auf und man benutzt die Lösung als blaue Tinte. — Eine grüne Verbindung des Eisencyanürs mit Cyanid, $FeCy + FeCy^3 + 4 \dot{H}$, wird durch Behandlung des Blutlaugensalzes mit Chlor erhalten.

Blaue Tinte.

Grünes Eisencyanürcyanid.

Andere Doppelcyanüre des Eisens.

§. 534. So wie mit dem Cyankalium, so verbindet sich auch das Eisencyanür mit den Cyanmetallen der andern Alkalien und alkalischen Erden in denselben Verhältnissen zu Doppelsalzen, die sich theilweis unter einander zu noch zusammengesetzteren Verbindungen vereinigen, z. B. $(2 KCy + FeCy) + (2 BaCy + FeCy) + 6 \dot{H}$.

Eisenchlorid.

§. 535. Eisenchlorid, $FeCl^3$, gebildet durch Behandlung von Eisen mit Chlorgas, ist eine dunkelrothe, krystallinische, sublimirbare Masse, die schnell deliquescirt. Das Eisenchlorid kann, mit Wasser verbunden, in Krystallen erhalten werden, wenn die rothe Auflösung des Eisens in Königswasser zur Syrupsdicke abgedampft wird. Die Auflösung des Eisenchlorids zersetzt sich beim Abdampfen zur Trockne und beim Glühen geht Chlorwasserstoff weg und Eisenoxyd bleibt zurück.

Eisencyanid.

§. 536. Eisencyanid, $FeCy^3 + 3 \dot{H}$, bildet sich unter Blausäureentwickelung, wenn Wasserstoffeisencyanid $(3 HCy + FeCy^3)$ in wässeriger Lösung gekocht wird. Es ist ein grünes Pulver, welches, bis 230° erhitzt, Cyan verliert und

blau wird. Diese Verbindung liefert, ebenso wie das Eisencyanür, mit andern Cyanmetallen eine grofse Reihe von Doppelsalzen, unter denen das mit Cyankalium das bemerkenswertheste ist.

Kaliumeisencyanid.

§. 537. Kaliumeisencyanid, $3KCy + FeCy^3$, entsteht durch Behandlung einer Kaliumeisencyanürlösung mit Chlor: $2.(2KCy + FeCy)$ und $Cl = KCl$ und $3KCy + FeCy^3$. Beim Abdampfen der rothen Lösung scheiden sich gelbrothe wasserfreie Krystalle aus, die beim Glühen in Kohleneisen und Cyankalium sich zerlegen. Die wässerige gelbe Lösung derselben ist das empfindlichste Erkennungsmittel für die Eisenoxydulsalze, denn es bildet sich bei Anwesenheit sehr geringer Mengen der letztern ein Niederschlag von Berlinerblau.

Schwefeleisen.

§. 538. Mit Schwefel verbindet sich das Eisen in mehren Verhältnissen. Zwei dieser Verbindungen entsprechen den beiden basischen Oxyden. Die Verwandtschaft beider zu einander ist so grofs, dafs ein inniges Gemenge von Eisenfeile (1 Th.) und Schwefel ($\frac{1}{2}$ Th.), mit Wasser zum Teig angefeuchtet, sich entzündet, wobei Eisen mit dem Sauerstoff des Wassers und mit dem Schwefel sich verbindet.

Einfach-Schwefeleisen, FeS.

§. 539. Einfach-Schwefeleisen (das Sulphuret) fällt als schwarzes Pulver nieder, wenn ein Eisenoxydulsalz mit Schwefelalkali vermischt wird. Dieses Pulver löst sich ein wenig in reinem Wasser mit grüner Farbe auf, an der Luft oxydirt es sich schnell zu Oxyd, in Säuren löst es sich unter Schwefelwasserstoffentwickelung ohne Rückstand (FeS und $\dot{H}\ddot{S} = \dot{Fe}\ddot{S}$ und HS). Wird das Sulphuret durch Zusammenschmelzen von Eisen und Schwefel dargestellt, so ist es krystallinisch und gelb.

Anderthalb Schwefeleisen, Fe^2S^3.

§. 540. Anderthalb-Schwefeleisen (Sesquisulphuret) erhält man durch Erwärmen von Eisenoxyd in Schwefelwasserstoffgas bis 100°. Das gelbe Pulver oxydirt sich an der Luft schnell und zersetzt sich mit verdünnter Schwefelsäure in FeS und FeS^2, wovon FeS in $\dot{Fe}\ddot{S}$ und HS zerfällt.

§. 541. Zweifach-Schwefeleisen (das Bisulphuret) kommt als krystallisirtes Mineral (*Schwefelkies, Eisenkies*) in ältesten wie in jüngsten Gebirgen, theils in grofsen messinggelben Würfeln oder Pentagondodekaëdern, theils als fein eingesprengte Masse vor (in Braun- und Steinkohlen). Das Mineral ist dimorph und in der einen Form wird es *Wasser-, Speer-* oder *Strahlkies* genannt. Der in compakten Stücken sich findende Schwefelkies ist sehr hart und giebt am Stahl Funken. An der Luft verändert er sich nicht; wenn er aber fein vertheilt ist, oxydirt er sich und zwar oft mit sehr grofser Wärmeentwickelung (s. oben §. 420.). Von verdünnter Salz- oder Schwefelsäure wird er nicht angegriffen, in concentrirter erwärmt, zerlegt er sich in Schwefel, Schwefelwasserstoff und Eisenoxydulsalz. Beim Glühen ohne Luft und Sauerstoffzutritt verliert der Schwefelkies einen Theil seines Schwefels (s. oben §. 47. p. 36.) und es bleibt eine Verbindung des Sulphurets mit dem Bisulphuret zurück, die auch in der Natur in gelben Krystallen vorkommt, $6\,FeS + FeS^2$, und *Magnetkies* heifst. Man erhält sie auch stets, wenn Eisen mit Ueberschufs von Schwefel in starker Glühhitze geschmolzen wird, wie es bei Darstellung des für die Schwefelwasserstoff-Entwickelung bestimmten Schwefeleisens der Fall ist. Der Schwefelkies kann, obwohl er sehr häufig sich in grofsen Mengen vorfindet, so wenig wie irgend eine andere Schwefelverbindung des Eisens, als Erz zur Eisengewinnung benutzt werden, weil er beim Rösten nur sehr schwer und erst nach oft wiederholtem Erhitzen seinen Schwefelgehalt verliert, also eine zu kostspielige Zubereitung erfordert, oder, wenn das Rösten nicht den Schwefel fast völlig entfernt hat, ein rothbrüchiges Eisen liefern würde. Beim Rösten nämlich entweicht nur ein Theil des Schwefels als schweflige Säure, ein anderer bildet Schwefelsäure, die sich mit dem oxydirten Eisen verbindet und bei der Reduction des schwefelsauren Eisensalzes sich auch reducirt, und so entsteht von Neuem Schwefeleisen (s. o. §. 231. p. 122.).

Zweifach-Schwefeleisen. $Fe\,S^2$. Schwefelkies.

Speerkies.

Magnetkies, $\overset{\prime}{Fe}{}^6\overset{\prime\prime}{Fe}$.

Phosphoreisen. §. 542. Phosphoreisen erhält man durch Glühen von phosphorsaurem Eisenoxydul mit Kohle als eine geschmolzene, weiſse, stark glänzende Masse, die sehr hart und spröde ist. Mit reinem Eisen und Kohleneisen läſst sich das Phosphoreisen zu einer gleichartigen Masse zusammenschmelzen und es findet sich meist in nicht geringen Mengen in dem aus Raseneisenstein (s. o. p. 237.) gewonnenen Roheisen, welches dadurch eine weiſse Farbe erhält. Stabeisen wird durch Phosphoreisen kaltbrüchig (s. o. p. 248.).

Kohleneisen. §. 543. Kohleneisen. Daſs graues Roheisen, Stahl und Stabeisen neben reinem Eisen eine chemische Verbindung des Eisens mit Kohle enthalten, ist schon oben angeführt. Man hat aber die Verhältnisse beider Körper in dieser Verbindung nicht bestimmen können. Es giebt wahrscheinlich mehre Verbindungen des Eisens mit Kohlenstoff, aber nur zwei derselben kennt man genauer FeC^2 und Fe^2C^3. Sie entstehen, wenn Doppelcyanverbindungen des Eisens ($2NH^4Cy + FeCy$ und $3FeCy + 2FeCy^3$) bei Abschluſs der Luft geglüht werden. Diese Kohlenverbindungen sind schwarze Pulver, die sich an der Luft entzünden und oxydiren.

FeC^2. Fe^2C^3.

Kieseleisen. §. 544. Kieseleisen, welches bis zu 19 p. C. Silicium enthält, ist noch dehnbar, unter andern Umständen scheint das Eisen durch eine Beimengung von Kieseleisen brüchig zu werden (s. p. 248.). Es ist dieses Verhalten noch nicht gehörig erforscht. Wahrscheinlich hängt es zugleich vom Kohlegehalt des Eisens ab, ob dieses durch Kieseleisen spröde wird oder nicht.

Legirungen des Eisens. §. 545. Legirungen bildet das Eisen mit den meisten Metallen. Einige derselben machen es spröde, z. B. Antimon (bei $\frac{1}{5}$ p. C.), Arsenik (bei 1,5 p. C.), Kobalt, Molybdän, andere weich und geschmeidig, z. B. Gold. Es kommt übrigens darauf an, mit welchem Kohleeisen die genannten Metalle legirt sind, ob mit Stahl, Stabeisen oder Roheisen, denn mit reinem Eisen scheinen keine Versuche gemacht zu sein. Es kann dasselbe Metall auf Stabeisen von schädlichem Ein-

flufs sein, während es den Stahl verbessert. Mangan scheint am wenigsten nachtheilig für alle Kohleneisenarten zu sein. Nur bei der Verfertigung des Gufsstahls legirt man diesen bisweilen, wie oben (§. 512.) angeführt ist. Sonst pflegt man nur das Eisen auf der Oberfläche mit einem andern Metall zu überziehen, wobei bis auf eine gewisse dünne Schicht da, wo die Metalle aneinander haften, eine Legirung sich bildet. Das Zinn eignet sich zu einem solchen Ueberzug am besten. Neuerlich hat man auch mit günstigem Erfolge, jedoch nicht ohne Schwierigkeit, Ueberzüge von Zink auf Eisen, namentlich bei Blechen und Nägeln, befestigt (sogenanntes fer galvanisé). **Verzinntes, verzinktes Eisen.**

22. Kobalt ($Co = 368{,}6$) Cobaltum.

§. 546. **Vorkommen.** Dieses Metall findet sich nur selten gediegen im ***Meteoreisen***, häufiger in Verbindung mit Arsenik ***(Speifskobalt)*** oder mit Schwefel und Arsenik ***(Glanzkobalt)***, fast immer von Nickelerzen begleitet. Es ist überhaupt nicht sehr verbreitet.

§. 547. **Darstellung.** Reines oxalsaures Kobaltoxydul wird im Gebläseofen unter einer Schlackendecke bis zur Weifsgluth erhitzt.

§. 548. **Eigenschaften.** Ein sprödes, stahlgraues und polirt stark glänzendes Metall von 8,68 spec. Gewicht. Sehr schwerflüssig und magnetisch noch bis zur Temperatur, wobei Kupfer schmilzt. An der Luft und in Wasser ist es bei gewöhnlicher Temperatur unveränderlich, an der Luft erhitzt, oxydirt es sich. In Salz- und Schwefelsäure unter Wasserstoffentwickelung träge löslich, in Salpetersäure leicht. Die Lösungen sind roth. Es hat zwei Oxydationsstufen: ein Oxydul und Oxyd.

§. 549. **Kobaltoxydul, $\dot{Co}$.** Kobaltoxydul, $\dot{Co}$, ist ein olivengrünes Pulver, welches durch Glühen des kohlensauren Salzes ohne Luftzutritt entsteht. Mit Wasser verbunden, $\dot{Co}\dot{H}$, ist es rosenroth, wird aber leicht braun durch höhere Oxydation.

Das Oxydul ist eine starke Basis. An der Luft geglüht, wird es $\dot{C}o^4\ddot{\bar{C}}o$.

Kobaltoxyd, $\ddot{\bar{C}}o$.

§. 550. **Kobaltoxyd**, $\ddot{\bar{C}}o$, wird durch Fällen eines Oxydulsalzes mit unterchlorigsaurem Natron als braunschwarzes Pulver, $\ddot{\bar{C}}o\dot{H}^3$, erhalten, welches sich mit Säuren verbindet und eine braune Auflösung giebt, aber in dieser sehr schnell durch Wärme oder Licht in Sauerstoff und Oxydulsalz zersetzt wird. Wird dieses Oxyd schwach erhitzt, so giebt es Sauerstoff ab und es bildet sich eine Verbindung des Oxyduls mit dem Oxyd. Wegen seiner schwachen Verwandtschaft zu Säuren wird es auch **Kobaltsuperoxyd** genannt.

Kobaltoxydoxydul.

§. 551. **Kobaltoxydoxydul**, $\dot{C}o\ddot{\bar{C}}o$, erhält man als ein schwarzes Pulver beim schwachen Glühen des Oxyds oder des salpetersauren Oxyduls. Beim starken Glühen des Oxydulhydrats oder Oxyds oder anderer durch Hitze zersetzbarer Kobaltsalze bildet sich $\dot{C}o^4\ddot{\bar{C}}o$. Im Handel kommt unter dem Namen **schwarzes Kobaltoxyd** dieses Oxydoxydul vor, welches wahrscheinlich durch Glühen des kohlensauren Oxyduls gewonnen und im Gemenge mit Eisenoxyd und Braunstein zu schwarzen Glasflüssen gebraucht wird.

Die Salze des Kobalts.

§. 552. **Die Salze des Kobalts.** Die Oxydulsalze sind die gewöhnlichen, sie besitzen wasserfrei eine blaue, wasserhaltig und in Lösungen eine rosenrothe Farbe. Durch Schwefelwasserstoff-Ammoniak werden sie schwarz (Schwefelkobalt) gefällt, durch Alkalien erst blau (basisches Salz), dann roth (Oxydulhydrat) und dieser Niederschlag wird an der Luft braun (Oxydhydrat?). Bei Gegenwart von Ammoniaksalzen entsteht kein Niederschlag durch Ammoniak, die Lösung färbt sich dunkler roth und dann rothbraun (Oxyd-Ammoniak). Das Oxydul färbt Glasflüsse und Thonerde blau; daher Erkennung vor dem Löthrohre. — Die Oxydsalze sind braun, durch Kali entsteht in ihren Lösungen ein brauner Niederschlag (Oxydhydrat), durch Kaliumeisencyanür ein dunkelrother (Eisencyanür-Kobaltcyanid). Ist ein Ge-

misch von Oxydul- und Oxydsalzen in einer Lösung vorhanden, so wird darin durch Blutlaugensalz ein blauer Niederschlag erzeugt.

Salpetersaures Kobaltoxydul, $\dot{\mathrm{Co}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{N}} + 6\,\dot{\mathrm{H}}$.

§. 553. Salpetersaures Kobaltoxydul ist dasjenige Kobaltsalz, dessen Lösung gewöhnlich als Reagens für die Thonerdesalze angewendet wird. Es kann nur schwierig in rothen zerfliefslichen Krystallen, $\dot{\mathrm{Co}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{N}} + 6\,\dot{\mathrm{H}}$, erhalten werden.

Kobaltchlorür, Co Cl.

§. 554. Kobaltchlorür dient als sympathetische Tinte. Wenn nämlich mit der blafsrothen Auflösung auf Papier geschrieben wird, so sind die Schriftzüge nicht bemerkbar, werden es aber durch Erwärmen, indem das Salz dadurch wasserfrei und blau wird. Ist Nickelsalz beigemengt, so werden die Chiffern grün.

Phosphorsaures, arsensaures Kobaltoxydul.

§. 555. Phosphorsaures Kobaltoxydul, $\dot{\mathrm{Co}}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$, und arseniksaures, $\dot{\mathrm{Co}}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{As}}$, sind rosenrothe, in Wasser unlösliche Pulver. Das arseniksaure Salz kommt als pfirsichblüthrother Beschlag auf manchen Erzen vor, $\dot{\mathrm{Co}}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{As}} + 9\,\dot{\mathrm{H}}$, und wird ***Kobaltblüthe*** genannt.

Schwefelkobalt, $\overset{,}{\mathrm{Co}}$. $\overset{,,,}{\overline{\mathrm{Co}}}$.

§. 556. Schwefelkobalt, Co S, wird krystallinisch, graugelb und glänzend erhalten durch Erhitzen des Kobalts in Schwefeldämpfen oder durch Schmelzen gerösteten Glanzkobalts mit Soda und Schwefel. Co^2S^3 findet sich in stahlgrauen Krystallen als Mineral und wird ***Kobaltkies*** genannt.

Arsenikkobalt.

§. 557. Arsenikkobalt, Co As, ist eins der häufigern Kobalterze und findet sich als ***Speifskobalt*** in zinnweifsen, glänzenden Massen oder Krystallen. Mit Schwefelkobalt verbunden, bildet das Arsenikkobalt den ***Glanzkobalt***, Co As + Co S^2, ein in röthlich weifsen Krystallen vorkommendes Mineral.

Anwendung der Kobaltverbindungen.

§. 558. Die Kobaltverbindungen finden wegen der färbenden Eigenschaft ihrer Oxyde häufig technische Anwendung. Kobaltoxydul theilt Glasflüssen eine schöne blaue Farbe mit, Kobaltoxyd (s. o. §. 445.) eine schwarze. Die in der Natur vorkommenden Kobalterze werden auf den sogenannten Blaufarbewerken durch Rösten in Oxydul umge-

ändert und die geröstete Masse, mit Quarz oder Sand gemengt, unter dem Namen *Zaffer* (Safflor) in den Handel gebracht oder auf den Blaufarbewerken selbst verarbeitet. Der Safflor ist das Material, aus welchem durch Schmelzen mit Pottasche ein blaues Glas bereitet wird, welches gemahlen und in Wasser suspendirt je nach der kürzern oder längern Zeit, die man dem Pulver zum Absetzen gönnt, als gröberes *(Streublau)*, feineres *(Smalte)* oder feinstes *(Eschel)* blaues Pulver erhalten wird. Durch wiederholtes Mahlen und Waschen stellt man aus der Smalte verschiedene Schattirungen des Blau dar, von denen das feinste *Königsblau* heifst. Für die Malerei auf Glas, Porzellan und Email ist die Smalte eine der wichtigsten Farben; man wendet sie aufserdem als Anstrichfarbe, zu Appretur der Leinwand, für Fresco- und Stubenmalerei, zum Bläuen des Papiers an. Da die Smalte stets etwas Arseniksäure enthält, so riecht ein mit Smalte gebläutes Papier beim Verbrennen nach Knoblauch.

Zaffer. Smalte.

Kobaltspeise. §. 559. Als Nebenprodukte beim Verarbeiten der Kobalterze zu Smalte erhält man während des Röstens weifsen Arsenik (arsenige Säure) und wenn das Erz Nickel enthielt, eine gelblich weifse, metallisch glänzende Verbindung von Arsenik mit Nickel (*Kobaltspeise* genannt), welche sich auf dem Boden des Tiegels unter der geschmolzenen Glasmasse ansammelt und später auf Nickel verarbeitet wird (s. u. §. 562.). Findet sich, was nicht selten ist, auch Wismuth im Erz, so sammelt sich dieses unter der Kobaltspeise an.

Kobaltultramarin. §. 560. Eine dem Ultramarin ähnliche Farbe wird durch Glühen von Thonerdehydrat (16 Th.) mit phosphorsaurem (2 Th.) oder arseniksaurem (1 Th.) Kobaltoxydul dargestellt und als *Kobaltultramarin* verkauft (Thénardsches Blau).

Grüner Zinnober. Mit Zinkoxyd liefert das Kobaltoxydul eine grüne Farbe, *Rinmannsches Grün* oder grüner Zinnober genannt.

23. Nickel ($Ni = 369{,}3$) Niccolum.

§. 561. Findet sich gediegen im Meteoreisen, meistens jedoch mit Arsenik oder Schwefel verbunden (s. §. 570. 571.), fast stets von Kobalterzen begleitet. Ueberhaupt nicht sehr häufig. Vorkommen.

§. 562. Das meiste Nickel wird aus der Kobaltspeise (s. §. 559.) gewonnen und nur in einigen Ländern aus dem daselbst reichlich vorkommenden Nickelglanz. Die Kobaltspeise, welche als Beimengungen noch Eisen, Kobalt, Kupfer und Schwefel enthält, wird geröstet, wodurch theils Arsenik entfernt, theils zu Säure oxydirt wird. Die geröstete Masse, aus basisch-arseniksauren Salzen bestehend, wird mit kohlensaurem Kali und Salpeter geschmolzen, und es bleibt beim Auslaugen mit Wasser dann ein Nickeloxyd, zwar verunreinigt mit den vorher genannten Oxyden, aber frei von Arsenik — was das wichtigste ist — zurück. Die Befreiung des Nickeloxyds vom Eisen-, Kupfer- und Kobaltoxyd geschieht durch Kali, Schwefelwasserstoff und Oxalsäure. Zuletzt erhält man reines Nickel durch Reduction des reinen oxalsauren Nickeloxyduls im Gebläseofen. Darstellung.

§. 563. Es ist ein fast silberweifs glänzendes Metall im geschmolzenen und geschmiedeten Zustande, von 8,82 spec. Gewicht, luftbeständig, kalt und rothglühend so dehnbar, dafs es zu Blechen (von $\frac{1}{100}$ Zoll Dicke) und Drähten (von $\frac{1}{50}$ Zoll) ausgearbeitet werden kann. Fast so schwer schmelzbar wie Kobalt, daher im Handel meistens in der Form kleiner stahlgrauer Würfel verbreitet, in welche das pulverförmige Metall geprefst wird. Durch Salz- und Schwefelsäure wird das Nickel langsam unter Wasserzersetzung, durch Salpetersäure direct zu Oxydul oxydirt, die Lösungen sind grün. Beim Glühen an der Luft oxydirt es sich ebenfalls, im Sauerstoffgebläse mit Funkensprühen. Es hat, wie das Kobalt, zwei Oxyde, deren chemische Eigenschaften für sich und in Verbindung mit andern Körpern denen der Kobaltverbindungen sehr ähnlich sind. Eigenschaften.

Nickeloxydul, $\dot{Ni}$.

§. 564. Nickeloxydul wird durch Fällung des schwefelsauren Nickeloxyduls mit Kali als weifslich grünes Hydrat, $\dot{Ni}\dot{H}$, erhalten, welches, bei Abschlufs der Luft geglüht, wasserfrei und aschgrau wird. Auf manchem Garkupfer findet sich das wasserfreie Oxydul in glänzenden Octaëdern krystallisirt, die fast unlöslich in Säuren sind.

Nickeloxyd, $\dddot{\overline{Ni}}$.

§. 565. Nickeloxyd, $\dddot{\overline{Ni}}$, wird auf dieselbe Weise, wie das Kobaltoxyd, als schwarzes Pulver erhalten, welches mit Säuren in Sauerstoff und Oxydulsalz sich zerlegt, also keine Salze bildet und mit Recht den Namen Superoxyd verdient.

Die Salze des Nickels.

§. 566. Die Salze des Nickels sind wasserhaltig grün, wasserfrei gelblich. Die grünen Lösungen derselben werden, wenn sie Säureüberschufs enthalten, durch Schwefelwasserstoff nicht, durch Schwefelwasserstoff-Ammoniak schwarz (Schwefelnickel), durch Kali weifslich grün (Oxydulhydrat), durch Ammoniak grün (basisches Salz) gefällt, letzter Niederschlag löst sich im Ueberschufs von Ammoniak mit blauer Farbe.

Schwefelsaures Nickeloxydul.

§. 567. Schwefelsaures Nickeloxydul krystallisirt bei gewöhnlicher Temperatur in grünen glänzenden Krystallen, $\dot{Ni}\dddot{S} + 7\dot{H}$, welche nach und nach undurchsichtig werden und dann im Innern aus vielen kleinen Krystallen von einer andern Form bestehen.

Oxalsaures Nickeloxydul.

§. 568. Oxalsaures Nickeloxydul ist ein blafsgrünes in Wasser unlösliches Pulver, welches sich durch Zusatz von Oxalsäure zu der Lösung eines andern Nickelsalzes nach und nach krystallinisch ausscheidet, $\dot{Ni}\dddot{\overline{C}} + 2\dot{H}$.

Nickelchlorür, Nickelcyanür.

§. 569. Nickelchlorür ist ein lösliches, Nickelcyanür ein unlösliches grünes Pulver.

Schwefelnickel.

§. 570. Schwefelnickel, NiS, kommt in dünnen, haarähnlichen, gelben Krystallen vor und wird *Haarkies* genannt. Eine andere Schwefelungsstufe mit Arseniknickel in Verbindung ist der *Nickelglanz* $NiS^2 + NiAs$.

Arseniknickel.

§. 571. Arseniknickel kommt als zinnweifses Mineral,

NiAs *(Weifsnickelerz)* und als licht kupferrothes Ni^2As *(Kupfernickel)* vor und diese beiden Verbindungen werden, wo sie sich in gröfserer Menge vorfinden, zur Darstellung des Nickels benutzt.

§. 572. Unter den Legirungen des Nickels ist die wichtigste das Neusilber *(Packfong, Argentan)*. Sie besteht aus Kupfer, Zink und Nickel, zeichnet sich durch einen silberähnlichen Glanz, grofse Zähigkeit und Dehnbarkeit aus und oxydirt sich nicht so leicht an der Luft wie Kupfer und Zink oder Messing. Das Neusilber schmilzt, wenn darin der Nickelgehalt nicht über 34 p. C. steigt, leicht und ist kalt und warm wohl zu bearbeiten; man walzt Bleche und zieht Drähte daraus. Aber selbst geringe Beimengungen von Arsenik vermindern seine Dehnbarkeit. Die üblichsten Zusammensetzungen des Neusilbers sind 8 Th. Kupfer, $3\frac{1}{2}$ Th. Zink und 3 Th. Nickel (weifses Argentan) und 8 Th. Kupfer, $3\frac{1}{2}$ Th. Zink und 4 Th. Nickel (Elektrum). 8 Th. Kupfer, $3\frac{1}{2}$ Th. Zink und 2 Th. Nickel liefern das ordinäre Argentan, welches gelblich weifs aussieht. Legirungen des Nickels. Das Neusilber.

24. Zink (Zn = 406,6) Zincum.

§. 573. Nicht gediegen, gröfstentheils in Verbindung mit Sauerstoff als Oxyd, welches mit Kohlensäure, Kieselsäure oder Schwefelsäure verbunden ist; auch findet sich häufig das Schwefelzink. Vorkommen.

§. 574. Das Zink wird bei weitem zum gröfsten Theil aus dem Galmei (s. §. 579.) gewonnen, weniger aus dem Kieselzinkerz, welches sich meistens mit dem Galmei auf derselben Lagerstätte findet, bisweilen aus dem Ofenbruch (Oxyd s. §. 576.), selten aus der Blende (s. §. 582.). Der Galmei wird geröstet, um Wasser und Kohlensäure zu entfernen, mit kleinen Kohlenstücken (Cinders) gemengt und in thönernen retortenähnlichen Gefäfsen (Muffeln) oder in thönernen Röhren (ähnlich wie bei der Wismuthdarstellung) der Rothglühhitze ausgesetzt. Es reducirt sich aus dem Darstellung.

Erze das Zink und destillirt in grofsen Tropfen über, die dachziegelförmig über einander erstarren (*Tropfzink, Werkzink*) oder in Wasser aufgefangen werden. Ein Theil desselben (2—4 p. C.) verbrennt, wenn er mit der Luft in Berührung kommt, zu Oxyd. Das so erhaltene Metall wird umgeschmolzen und meistens in Platten (*Kaufzink*) oder ausgewalzt als Blech in den Handel gebracht. Es ist nie ganz rein, sondern enthält kleine Mengen Kohle und andere Metalle, wie Arsenik, Eisen, Blei, Cadmium, seltener Mangan, Kupfer, Kobalt oder Nickel. Wenn man chemisch reines Zink haben will, so mufs erst reines Zinkoxyd dargestellt und dieses mit Kohle gemengt in thönernen Tiegeln mit lutirtem Deckel reducirt werden, wobei das Zink durch das im Boden des Tiegels befindliche Rohr abdestillirt und in einer Schaale mit Wasser aufgefangen wird.

Eigenschaften. §. 575. Krystallinisch grobblätteriges Metall mit bläulich weifsem Glanz, bei gewöhnlicher Temperatur sehr spröde, zwischen 120°—150° so dehnbar, dafs es sich zu Blechen auswalzen und zu Drähten ausziehen läfst, bei 200° wieder so spröde, dafs es gepulvert werden kann. Spec. Gew. 6,86, gehämmert oder gewalzt = 7,21. Schmelzpunkt = 412° C. Es erleidet durch Wärme eine sehr starke Ausdehnung, von 0—100° $\frac{1}{322}$ seiner Länge. Bei 500° verdampft es und brennt bei Luftzutritt mit grünlicher Flamme, indem es sich oxydirt und ein weifser, flockiger Rauch (Zinkoxyd) vom Luftstrom fortgerissen wird. An kohlensäurefreier feuchter Luft behält das Zink seinen Glanz sehr lange, später bildet sich Zinkoxydhydrat in weifsen Krystallnadeln, an kohlensäurehaltiger feuchter Luft oder unter Wasser bedeckt es sich mit einem grauweifsen Pulver (basisch kohlensaurem Zinkoxyd), welches das darunter befindliche Metall gegen weitere Oxydation schützt. In Glühhitze, wie mit Säuren übergossen, zersetzt Zink das Wasser und dies geschieht schneller von Zink, welches mit andern Metallen verunreinigt ist, als von reinem Zink. Die Verwandtschaftskraft des Zinks zum Sauerstoff ist so grofs, dafs viele Metalle aus ihren Salzlösungen

durch Zink ausgeschieden werden, z. B. Kupfer, Blei, Silber, Cadmium, Arsenik.

Das Zink hat zwei Oxydationsstufen, ein Superoxyd und Oxyd. Letzteres ist eine starke Basis.

Zinkoxyd, $\dot{Zn}$.

§. 576. Zinkoxyd, $\dot{Zn}$, erhält man auf trocknem Wege beim Glühen des Zinks an der Luft, auf nassem Wege durch Fällen eines Zinkoxydsalzes mit kohlensaurem Natron und Glühen des kohlensauren Zinkoxyds. Es ist ein weifses, feuerbeständiges Pulver, welches beim Erhitzen vorübergehend eine gelbe Farbe annimmt, in Säuren und Alkalien sich löst. Bei Verschmelzen von zinkhaltigen Eisenerzen setzt es sich in dem obern Theile (der Gicht) des Hohofens an *(Ofenbruch)* und wird bisweilen zur Darstellung von Zink benutzt. In gelben Prismen krystallisirt findet sich mitunter das Zinkoxyd in den Rissen schadhafter Destillationsgefäfse.

Die Salze des Zinks.

§. 577. Die Salze des Zinks sind meist farblos, schmecken herb metallisch und wirken stark brechenerregend. Ihre Lösungen geben mit Alkalien einen weifsen Niederschlag (basisches Salz), der sich im Ueberschufs des Alkalis löst, mit Schwefelwasserstoff-Ammoniak einen weifsen (Schwefelzinkhydrat), mit Schwefelwasserstoff in der sauren Lösung keinen, in der neutralen oder schwache Säuren enthaltenden Lösung einen weifsen (Schwefelzink).

Schwefelsaures Zinkoxyd. Zinkvitriol, $\dot{Zn}\dddot{S} + 7\dot{H}$.

§. 578. Schwefelsaures Zinkoxyd ist das im Handel unter dem Namen *weifser Vitriol* oder Zinkvitriol bekannteste Zinksalz. Es wird durch Rösten der Zinkblende (s. u. §. 582.) und Auslaugen der gerösteten Masse oder durch Auflösen von Zink in Schwefelsäure und Abdampfen der Lösung in farblosen Prismen, $\dot{Zn}\dddot{S} + 7\dot{H}$, erhalten, die sich leicht in Wasser lösen. Das Salz wird in den Gewerben zur Kattundruckerei und Firnifsbereitung und in der Pharmacie als Heilmittel angewendet.

Kohlensaures Zinkoxyd, $\dot{Zn}\ddot{C}$.

§. 579. Kohlensaures Zinkoxyd kommt als neutrales Salz, $\dot{Zn}\ddot{C}$, krystallisirt im Mineralreich *(Zinkspath)* vor. Fällt man ein Zinksalz mit kohlensaurem Kali oder

Natron, so scheidet sich ein basisches Salz, $2\dot{Zn}\ddot{C} + 3\dot{Zn}\dot{H}$, aus, welches auch den oben erwähnten Ueberzug des an kohlensäurehaltiger Luft oxydirten Zinks bildet und in der Natur krystallisirt (*Zinkblüthe*) vorkommt. Im Gemenge mit Thon, Eisenoxydhydrat und andern Substanzen kommt das Salz in grofsen Lagern in einer Kalkformation vor und bildet das hauptsächlichste Zinkerz, den *Galmei*.

Kieselsaures Zinkoxyd.

§. 580. Kieselsaures Zinkoxyd, $2\dot{Zn}^3\dddot{Si} + 3\dot{H}$, findet sich nicht selten neben dem Galmei in glasglänzenden farblosen Krystallen (*Kieselzinkerz*) und wird zugleich mit demselben zur Zinkgewinnung benutzt.

Chlorzink, ZnCl.

§. 581. Chlorzink, ZnCl, ist eine graue, schmelzbare Verbindung, destillirbar und sublimirbar. In Wasser gelöst, läfst es sich zu einer starken Concentration eindampfen, ohne zu erstarren und da das Wasser nur nach und nach entweicht und die Temperatur nur allmählig steigt, so benutzt man diese Salzlösung als Bad zur allmähligen Erwärmung von Substanzen bis über 260°, wobei jeder Grad beliebig festgehalten und beobachtet werden kann.

Schwefelzink, ZnS.

§. 582. Schwefelzink, ZnS, findet sich häufig als krystallisirtes Mineral, *Blende*, farblos, gelb, braun und schwarz. Direct vereinigt sich das Zink nicht mit Schwefel; man erhält Schwefelzink durch Erhitzen von Zinkoxyd mit Schwefel oder bei Reduction des Zinkvitriols mit Kohle. Es scheidet sich mit Wasser verbunden, $ZnS + \dot{H}$, als weifses Pulver aus, wenn ein neutrales Zinkoxydsalz mit Schwefelwasserstoff zersetzt wird. Beim Erhitzen wird es wasserfrei und gelb.

Anwendung des Zinks.

§. 583. Das Zink findet eine vielfache Anwendung, theils in Form von Blechen zu Wasserbehältern, Bedecken der Dächer, theils in Barren zu Legirungen, von denen die am häufigsten dargestellte, das Messing, später beim Kupfer Erwähnung finden soll.

25. Cadmium (Cd = 696,8) Cadmium.

§. 584. Dieses Metall findet sich selten, stets in Begleitung von Zinkerzen, im Galmei als kohlensaures Oxyd. Vorkommen.

§. 585. Das bräunlichgelbe Oxyd, welches durch Verbrennung der bei der Destillation des Zinks zuerst übergehenden Antheile des Metalls sich bildet, enthält stets Cadmiumoxyd, zuweilen bis zu 11 p. C. Durch Auflösen dieses bräunlichgelben Oxyds in Schwefelsäure und Ausfällen vermittelst hineingestellter Zinkstäbe, erhält man fein vertheiltes Cadmiummetall, welches zusammengeschmolzen wird. Wegen seiner Seltenheit wird dieses Metall nicht in gröfseren Mengen dargestellt. Es hat seinen Namen von Cadmia fossilis d. h. Galmei. Darstellung.

§. 586. In Farbe und Glanz dem Zink ähnlich, aber weniger spröde und krystallinisch. Dehnbar und leicht zu dünnen Platten und feinen Drähten verarbeitbar. Spec. Gewicht 8,7. Schmelzpunkt vor der Rothgluth. Flüchtiger als Zink, daher findet sich fast alles Cadmium des Erzes in den ersten Antheilen Zinks. Lange Zeit luftbeständig. Zersetzt das Wasser. Entzündet sich beim Glühen an der Luft und verbrennt zu der einzigen bis jetzt gekannten Oxydationsstufe, dem Oxyd. Eigenschaften.

§. 587. Cadmiumoxyd, $\dot{Cd}$, ist ein braunes unschmelzbares Pulver, welches mitunter in schönen Octaëdern in den Rissen gesprungener Zink-Destillationsgefäfse sich findet. Durch Fällen von Cadmiumsalzen mit Kali oder Natron erhält man ein weifses Oxydhydrat, welches von Ammoniak gelöst wird. Cadmiumoxyd, $\dot{Cd}$.

§. 588. Die Salze des Cadmiums sind meist farblos, ihre Lösungen werden durch Schwefelwasserstoff gelb (Schwefelcadmium, nicht löslich in Ammoniak), durch Kali und Natron weifs (Oxydhydrat), durch kohlensaure Alkalien weifs (kohlensaures Salz), durch Ammoniak im Ueberschufs gar nicht gefällt. Vor dem Löthrohr geglüht, bildet sich um die Probe ein brauner Beschlag (Oxyd). Salze des Cadmiums.

26. Zinn ($Sn = 735{,}3$) Stannum.

Vorkommen. §. 589. Das Zinn kommt am häufigsten in Verbindung mit Sauerstoff als Oxyd *(Zinnstein)* vor, seltener mit Schwefel (im Zinnkies). Der Zinnstein, das einzige Erz, aus welchem Zinn gewonnen wird, findet sich in nicht sehr grofser Verbreitung, er kommt auf Gängen, Lagern und Stockwerken, eingesprengt im Gebirgsgestein in ältern Formationen vor, begleitet von vielen andern Erzen, namentlich Arsenikkies, Kupferkies und Schwefelkies. Oft ist das Gestein, worin sich der Zinnstein befindet, durch Einwirkung der Atmosphärilien zersetzt und durch strömende Gewässer fortgeführt. Dann findet sich der Zinnstein in abgerundeten Körnern auf secundären Lagerstätten — *Zinnseifen* genannt —, inmitten von kieselhaltigen Geröllen, aber befreit von den Arsenik- und Schwefelmetallen, welche, zu Salzen oxydirt, vom Wasser fortgeführt wurden. Die hauptsächlichsten Fundstätten des Zinnsteins sind: in England Cornwall (St. Austle), in Ostindien die Halbinsel Malacca und Insel Banka, in Sachsen Altenberg, Zinnwald, Geyer.

Darstellung. §. 590. Das auf Gängen und Stockwerken gewonnene Zinnerz wird zuerst gepocht und gewaschen, um die Beimengungen von geringerem spec. Gewicht abzuschlämmen, dann geröstet *), damit die Arsenik- und Schwefelmetalle, welche, von fast gleichem spec. Gewicht wie der Zinnstein, durch Schlämmen nicht entfernt wurden, sich zu Salzen oxydiren und als solche durch Waschen entfernt werden können. Der Rückstand von diesen Vorbereitungsarbeiten — ein Zinnstein, der immer noch kleine Beimengungen von Eisen-, Arsenik- und Kupfer-Verbindungen enthält, — wird mit Kohlen und Zuschlägen in Schacht- oder Flammenöfen eingeschmolzen. An den Schachtöfen befindet sich ein Vorheerd, in welchem sich das während des Schmelzprocesses

(Randnotizen: Aufbereitung des Zinnsteins. — Einschmelzen desselben)

*) Beim Rösten arsenikreicher Zinnerze sind an den Röstöfen Canäle zum Auffangen des weifsen Arseniks (Giftfänge) angebracht.

fortdauernd abfliefsende Zinn und die Schlacken ansammeln können. Die Schlacken werden abgezogen, das Zinn in einen eisernen Kessel abgelassen und aus diesem in dünne Stangen oder in dünne Platten gegossen. Das aus dem oben erwähnten Zinnstein erhaltene Zinn ist trotz aller Sorgfalt bei der Aufbereitung der Erze fast immer noch durch Eisen, Kupfer und Arsenik verunreinigt und wenn diese Beimengungen beträchtlich sind, so raffinirt man das Zinn durch Saigerung, d. h. man erhitzt auf Heerden das unreine Zinn bei einer mäfsigen Temperatur bis zum Schmelzpunkt des reinen Zinns, wobei aus den Blöcken des unreinen Metalls das reine Zinn zuerst ausschmilzt und die Legirung des Zinns mit den fremden Metallen, als schwerer schmelzbar, zurückbleibt. Das ausgesaigerte Zinn wird geschmolzen, durch hineingetauchtes grünes Reisig in aufwallende Bewegung versetzt, damit etwa beigemengtes Oxyd oder Schlacke auf der Oberfläche als Schaum abgezogen werden können, und von dem geschmolzenen Metall schöpft man die obere Schicht ab und giefst das Metall in die für den Handel bestimmte Form. Dieses Zinn kommt von England unter dem Namen ***Blockzinn*** zu uns. Das beste enthält nur ungefähr $\frac{1}{4}$ p. C. Kupfer und sehr wenig Eisen, das minder gute, gewöhnliche ungefähr 1 p. C. Kupfer, $\frac{1}{10}$ p. C. Arsenik, $\frac{1}{8}$ p. C. Eisen und eine Spur Antimon.

in Schachtöfen.

Reinigung durch Aussaigern.

Raffiniren.

Blockzinn.

Das Zinnerz von den Seifenwerken, in welchen die Natur den Waschprocefs ausgeführt hat, bedarf keiner so weitläufigen Vorbereitung und liefert das reinste Zinn. Man zerkleinert und wäscht das Erz, schmilzt es mit Kohlen und Zuschlag ein, schöpft von dem geschmolzenen Metall die obere Schicht ab und raffinirt diese in einem Kessel, indem man nasse Holzkohlen oder grünes Reisig in die schmelzende Masse taucht und von dem abgeschäumten Metall die obere Schicht abschöpft und in Blöcke giefst. Die untere Schicht enthält in diesem, wie in oben erwähnten Fällen, die beigemengten fremden Metalle, welche mit dem Zinn Legirungen von höherem spec. Gewicht, als das des Zinns, bilden, und

wird daher später einer weitern Reinigung durch Aussaigern und Abschöpfen unterworfen. Das raffinirte Zinn aus den Seifenwerken Englands kommt in den Handel unter dem Namen Blockzinn in gröfsern Stücken oder unter dem Namen *Kornzinn* in unregelmäfsigen kleinen Säulen und zusammengehäuften Körnern, welche man durch Erhitzen der Blöcke und Fallenlassen derselben aus einer gewissen Höhe darstellt. Das englische Kornzinn ist das beste, es enthält aufser einer sehr geringen Menge ($\frac{1}{20}$ p. C.) Eisen keine andern Verunreinigungen.

Kornzinn.

Chemisch reines Zinn läfst sich nur durch Reduction reinen Zinnoxyds oder Oxyduls darstellen.

Eigenschaften.

§. 591. Das Zinn ist ein silberweifses, sehr glänzendes Metall mit krystallinischer Textur, schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr weich und dehnbar (*Stanniol*, Zinnfolie), bei 100° sehr leicht verarbeitbar. Spec. Gewicht des reinen Zinns = 7,29. Schmelzpunkt + 228°. Bei sehr hoher Temperatur ein wenig flüchtig. Wird eine Stange Zinn öfters hin und her gebogen, so hört man einen kreischenden Ton (*Schrei*), hervorgebracht durch Zerreifsen des Zusammenhangs und das Uebereinanderschieben der krystallinischen Theile im Innern der Stange, die Stange wird sehr heifs und zuletzt zerreifst sie. Bei 100° läfst sich das Zinn zu biegsamen, unelastischen und wenig haltbarem Draht ausziehen, der bei $\frac{1}{15}$ Zoll Durchmesser nur 31 Pfund trägt. Alle andern Metalle, aufser Blei, machen das Zinn spröder, besonders Arsenik, und verändern seine Farbe, Blei und Kupfer in Graublau, Antimon und Eisen in dunkler Weifs, Arsenik in stark Weifs. Fremde Metalle vermindern überdies den starken Schrei des reinen Zinns und erhöhen sein spec. Gewicht. Das reinste Zinn des Handels ist das Malakka- und Banka-Zinn, jenes in stumpfen Pyramiden von 1—1½ Pfund, dieses in Barren von 40—120 Pfund. Demnächst ist das englische Kornzinn das beste, die geringern Sorten sind böhmisches und sächsisches Bergzinn. Beim langsamen Erkalten krystallisirt geschmolzenes Zinn. Es hat einen eigenthümlichen

Geruch, welcher sich bei der Berührung der Hand mittheilt und lange daran haftet. Zwischen 0—100° dehnt es sich um $\frac{1}{360}$ seines Volums aus. Es ist sehr luftbeständig und wird daher oft als Ueberzug leicht oxydirbarer Metalle (Eisen und Kupfer) angewendet. An der Luft geschmolzen oxydirt es sich anfangs zu einem weifsgrauen Pulver, Zinnasche (Gemenge aus Oxyd und Metall), nachher bei fortgesetztem Erhitzen zu einem weifsen Pulver (Oxyd). In Salzsäure löst es sich unter Wasserstoffentwickelung, in Salpetersäure oxydirt es sich zu Oxyd. Das Zinn hat zwei Oxydationsstufen, ein Oxydul und Oxyd, letzteres wird auch Säure genannt.

Zinnoxydul, $\dot{Sn}$.

§. 592. Zinnoxydul, $\dot{Sn}$, ist ein braunschwarzes krystallinisches Pulver von 6,6 spec. Gewicht, welches beim Erhitzen zu Oxyd verbrennt. Zinnoxydulhydrat scheidet sich als weifser Niederschlag aus, wenn man zu Zinnchlorürlösung kohlensaures Kali setzt; es löst sich leicht in Kali und Natron, nicht in Ammoniak; aus einer verdünnten Kalilösung sondert sich beim Erwärmen das wasserfreie braune Oxydul aus, in einer concentrirten Lösung gekocht, zersetzt es sich in Metall und zinnsaures Kali ($2\dot{Sn}$ und $\dot{K}$ = Sn und $\dot{K}\ddot{Sn}$). Die Salze des Zinnoxyduls nehmen leicht Sauerstoff auf und ändern sich in Oxydsalze um; daher dienen sie auch in Auflösung als Reductionsmittel anderer Oxyde, die leicht Sauerstoff abgeben. Kupferoxyd- und Eisenoxydsalze z. B. werden durch sie in Oxydulsalze, Quecksilber- und Silber-Salze zu Metall reducirt.

Zinnoxyd, $\ddot{Sn}$.

§. 593. Zinnoxyd oder Zinnsäure, $\ddot{Sn}$, kommt in der Natur in gelblichen oder dunkel gefärbten Krystallen von 6,94 spec. Gewicht vor und wird *Zinnstein* genannt. Künstlich kann man Zinnsäure darstellen, entweder durch Glühen des Zinns an der Luft *(Zinnasche)* oder durch Oxydation des Zinns mit Salpetersäure, oder durch Fällen einer Zinnchloridlösung mit kohlensaurer Kalkerde. In den beiden ersten Fällen erhält man ein weifses Pulver von 4,933 spec. Gewicht, unlöslich in Salpetersäure, verdünnter Schwefel-

Metazinnsäure.

säure und überschüssiger Salzsäure, welches beim Glühen 11 p. C. Wasser verliert, hellgelb wird und dann in allen Zinnsäure. concentrirten Säuren unlöslich ist. Im letztern Fall scheidet sich die Zinnsäure als gallertartige Masse aus, die, noch feucht, sich reichlich in Salpetersäure, Schwefelsäure, selbst verdünnter, und in Salzsäure löst. Die Verwandtschaft des Zinnoxyds zu den Säuren ist sehr schwach und gegen Alkalien verhält es sich wie eine Säure. Wegen ihrer verschiedenen Eigenschaften werden die beiden Zinnsäuren mit besonderen Namen bezeichnet: die durch Oxydation mittelst Glühen oder durch Salpetersäure dargestellte heifst *Metazinnsäure*, b$\ddot{Sn}$, die aus Zinnchlorid erhaltene *Zinnsäure*, a$\ddot{Sn}$. Sie waren das erste Beispiel der *Isomerie* (ἴσος gleich μέρος Theil) d. h. verschiedener chemischer oder physikalischer Eigenschaften bei gleicher chemischer Zusammensetzung. Beide Säuren lösen sich in kohlensauren und kaustischen Alkalien leicht auf und bilden Salze, von denen das zinnsaure Zinnsaure Salze. Kali und Natron, $\dot{K}\ddot{Sn} + 4\dot{H}$ und $\dot{Na}\ddot{Sn} + 4\dot{H}$, gut krystallisirt zu erhalten sind. Die Verbindungen der Zinnsäuren mit andern Oxyden sind meistens unlöslich. — Zinnasche wird als Polirmittel und zur Bereitung des Emails angewendet.

Zinnoxydul und Zinnsäuren. §. 594. Wenn Zinnsäure oder Metazinnsäure in eine Lösung von Zinnchlorür eingetragen werden, so bilden sich unlösliche Verbindungen von $\ddot{Sn}$ mit $\dot{Sn}$ und diese sind es wahrscheinlich, welche man bisher Zinnsesquioxydul genannt. Die Metazinnsäure erzeugt auf diese Weise einen orangegelben Körper, $\dot{Sn}\ddot{Sn}^3 + 3\dot{H}$, der beim Erhitzen sein Wasser verliert und braunschwarz wird.

Die Salze des Zinns. Oxydulsalze. §. 595. **Die Salze des Zinns.** Die **Oxydulsalze** lösen sich nur theilweise in Wasser, indem ein basisches unlösliches Salz zurückbleibt. Ihre saure Lösung wird durch Schwefelwasserstoff braun (Schwefelzinn), durch kaustische und kohlensaure Alkalien weifs (Oxydulhydrat) gefällt, im Ueberschufs von Kali und Natron ist der weifse Niederschlag löslich.

Oxydsalze. In den **Oxydsalzen** bringen die Alkalien einen weifsen,

im Ueberschufs des Fällungsmittels löslichen Niederschlag hervor, Schwefelwasserstoff fällt sie schmutzig gelb (Schwefelzinn). Aus Oxydul- und Oxydsalzen wird durch Zink das Zinn metallisch ausgeschieden.

Von den Zinnsalzen sind die beiden Chlorverbindungen die bekanntesten, sie werden auch wegen ihrer bedeutenden Anwendung in der Färberei fabrikmäfsig dargestellt.

§. 596. Zinnchlorür erhält man durch Auflösen von Zinn in Salzsäure und Abdampfen der Lösung in Krystallen, $SnCl + 2\dot{H}$, die beim Erhitzen in Destillationsgefäfsen ihr Wasser theilweise verlieren und sich bei Rothgluth in wasserfreies Zinnchlorür, welches überdestillirt und beim Erkalten zu einer weifsen krystallinischen Masse erstarrt, in Chlorwasserstoff und in zurückbleibendes Zinnoxydul zersetzen. Es wird dieses Salz unter dem Namen „Composition" in der Färberei theils als Beizmittel, theils zur Reduction mancher färbenden Metalloxyde angewendet. Unter den Zinnoxydulsalzen besitzt es am stärksten die reducirende Eigenschaft und wird daher von allen am meisten angewendet. Zinnchlorür, $SnCl + 2\dot{H}$. $SnCl$.

§. 597. Zinnchlorid, $SnCl^2$, entsteht, wenn Zinn mit Chlor im Ueberschufs behandelt wird. Es ist eine farblose, dünne Flüssigkeit, die bei 120° kocht, an der Luft raucht und mit Wasser verbunden, $Sn^2Cl + 5\dot{H}$, krystallisirt. Das Zinnchlorid vereinigt sich mit den Chlorverbindungen der Alkalien zu Doppelsalzen, von denen das mit Salmiak, $NH^4Cl + SnCl^2$, im Handel unter dem Namen *Pinksalz* bekannt ist, weil es in Färbereien hauptsächlich zum Rothfärben (Engl. pink = roth) benutzt wird. Zinnchlorid, $SnCl^2$. $SnCl^2 + 5\dot{H}$. Pinksalz.

§. 598. Mit Schwefel vereinigt sich das Zinn in drei Verhältnissen, zu einem Sulphuret, Sesquisulphuret und Bisulphuret. Schwefelzinn.

§. 599. Einfach-Schwefelzinn (Zinnsulphuret), SnS, entsteht auf nassem Wege, wenn ein Zinnoxydulsalz durch Schwefelwasserstoff gefällt wird. Es ist ein kaffeebraunes Pulver, nicht löslich in Schwefelalkalien. Durch Zusammenschmelzen von Zinn mit Schwefel zu gleichen Atomgewich- Zinnsulphuret, SnS.

ten erhält man es als bleigraue, blättrig-krystallinische Masse, die sich in schmelzendem Zinn vollkommen löst. Wird das Zinnsulphuret mit Schwefelalkalien, die überschüssigen Schwefel enthalten, behandelt, so nimmt es Schwefel auf, ändert sich in Zweifach-Schwefelzinn um und löst sich als solches im Schwefelalkali.

Zinnsesquisulphuret, Sn^2S^3.

§. 600. Anderthalb-Schwefelzinn (Zinnsesquisulphuret), SnS^3, wird durch starkes Erhitzen des Sulphurets mit $\frac{1}{3}$ seines Gewichts Schwefel als dunkelgraugelbe, glänzende Masse erhalten, die bei sehr hoher Temperatur wieder Schwefel verliert und sich in das Sulphuret umwandelt.

Zinnsulphid, SnS^2.

§. 601. Zweifach-Schwefelzinn (Zinnsulphid), SnS^2, bildet sich bei der Zersetzung eines Zinnoxyd- oder zinnsauren Salzes mit Schwefelwasserstoff oder wenn gleiche Theile Zinnfeilspäne, Schwefel und Salmiak so lange erhitzt werden, bis sich kein Salmiak mehr verflüchtigt. Der Salmiak nämlich bindet die überflüssige Wärme, welche das Zweifach-Schwefelzinn in niedrigere Schwefelstufen zersetzen würde. Das auf trocknem Wege gewonnene Schwefelzinn besteht aus goldgelben, metallglänzenden Schuppen, die sich weich und talkartig anfühlen. Es ist im Handel unter dem Namen *Musivgold* bekannt und dient als gold- oder bronzefarbenes Pigment. Das Zweifach-Schwefelzinn hat die Eigenschaft eines Sulphids, denn es löst sich in Schwefelalkalien auf.

Musivgold.

Legirungen des Zinns.

§. 602. Legirungen bildet das Zinn mit vielen Metallen und manche davon haben eine wichtige technische Anwendung. Die geschmeidigen Metalle verlieren durch Zinn meistentheils an ihrer Geschmeidigkeit.

Zinn und Kupfer bilden die Bronze, das Kanonen- und Glocken-Metall; Zinn und Antimon, Kupfer und Wismuth sind eine unter dem Namen Composition bekannte Legirung. Von allen diesen Mischungen weiter unten das Ausführlichere.

Unächtes Blattsilber.

Zinn und Zink lassen sich zu einer sehr dehnbaren Verbindung legiren, welche in dünne Platten ausgearbeitet, einen

lebhaften, silberähnlichen Glanz hat und den Namen *unächtes Blattsilber* führt.

§. 603. Eine wichtige Anwendung findet das Zinn zum Ueberziehen des Eisen- und Kupferbleches, um diese Metalle dadurch gegen Oxydation zu schützen. Den verzinnten Eisenblechen wird durch Behandlung mit verdünnter Salz- oder Salpetersäure häufig eine unregelmäfsige Zeichnung auf der Oberfläche (Moirée metallique genannt) mitgetheilt, welche durch den ungleichen Angriff der Säuren auf die Krystalle des Zinnüberzugs hervorgebracht wird. Zur Anfertigung von Efs- und Trinkgeschirren, zu denen früher das Zinn sehr häufig diente, wendet man jetzt nicht selten eine Legirung von Zinn mit Blei an, worin aber nicht mehr als $\frac{1}{8}$ Blei enthalten sein darf, damit saure Speisen nichts von der Legirung auflösen. Verzinnen anderer Metalle.

§. 604. Die Anfertigung des Stanniols, welches zur Belegung von Spiegeln, zur Verpackung verschiedener Handelswaaren u. dgl. benutzt wird, geschieht unter Hämmern oder Walzwerken, ähnlich wie die Darstellung der Eisenbleche. Man kann das Zinn zu dünnen Blättern bis selbst zu $\frac{1}{1000}$ Zoll Dicke auswalzen, die äufserst biegsam, aber wenig haltbar sind. Stanniol.

27. Kupfer (Cu = 396,6) Cuprum.

§. 605. Gediegen findet sich Kupfer nicht häufig, bisweilen aber in sehr grofsen Massen, wie z. B. in Nordamerika am obern See (ein Block von 140 Centner). Meistentheils kommt es oxydirt oder geschwefelt vor. Die Erze, welche hauptsächlich zur Gewinnung des Kupfers auf den Hütten dienen, sind die Schwefelverbindungen, seltener die Sauerstoffverbindungen; man pflegt erstere kiesige, letztere ochrige zu nennen. Zu den kiesigen Erzen gehören vorzugsweise Kupferkies, Buntkupfererz und Kupferschiefer (s. u. §. 626. Vorkommen.

627.), zu den ochrigen Rothkupfererz (Ziegelerz), Malachit, Kupferlasur (s. u. §§. 614. 620.).

Darstellung aus ochrigen Erzen. §. 606. Wo sich die ochrigen Kupfererze in so mächtigen Ablagerungen finden, wie z. B. am westlichen Ural und bei Lyon der Malachit, da werden sie in Flammen- oder Schachtöfen mit Kohle und passenden Zuschlägen eingeschmolzen, das Produkt nochmals umgeschmolzen und hammergaar (s. u. §. 609.) gemacht und man erhält ein Kupfer, welches sich durch seine vorzügliche Reinheit auszeichnet (wie das russische Kupfer), weil die Erze fast gar keine Beimengungen anderer Metallverbindungen enthalten.

aus kiesigen Erzen. §. 607. Die kiesigen Erze des Kupfers dagegen finden sich fast immer mit vielen anderen Schwefelmetallen, z. B. mit denen von Eisen, Zink, Arsenik, Antimon, Silber u. a., theils chemisch verbunden, theils gemengt und bedürfen defshalb einer umständlichern Behandlung zur Abscheidung jener fremden Metalle.

Der Kupferkies, mit welchem meistens zusammen das Buntkupfererz vorkommt, und der Kupferschiefer bestehen Rösten. wesentlich aus Schwefelkupfer und Schwefeleisen. Sie werden zuerst unvollkommen geröstet, so dafs nur ein kleiner Antheil des Schwefels verbrennt, und dann in einem Schacht- Rohschmelzen. ofen mit kieselsäurehaltigem Zuschlag eingeschmolzen, wobei ein Theil des Eisens, als Oxydul mit Kieselsäure verbunden, die Schlacke bildet, das übrige Eisen aber als Schwefelverbindung, die theils als solche in dem unvollkommen gerösteten Erze da war, theils aus dem beim Rösten gebildeten schwefelsauren Salze beim Einschmelzen entstand, mit dem Schwefelkupfer zusammenschmilzt. Diese schwarze Masse von Schwefelkupfer und Schwefeleisen, welche auch einige andere dem Erze beigemischte Schwefelverbindungen ent- Rohstein. hält, wird der Stein (*Rohstein*) genannt und besitzt einen Kupfergehalt von 8—12 p. C. Es ist von Wichtigkeit, das erste Rösten nicht weiter zu treiben, als dafs die leichter oxydablen Metalle sich oxydiren und in die Schlacke gehen, denn wenn vom Schwefel beim Rösten so viel entfernt wird,

dafs alles im Erz enthaltene Kupfer nicht hinreichend Schwefel vorfindet, um sich damit zu verbinden, so geht theils etwas Kupferoxydul mit Kieselsäure in die Schlacke, theils bildet sich schon beim ersten Schmelzen der gerösteten Erze (Rohschmelzen) aufser dem Stein ein durch die Metalle der andern beigemengten Erze, z. B. Eisen, Arsenik u. s. w. so verunreinigtes Kupfer, dafs es nur mit grofsem Verlust zu reinigen ist. Eben so wichtig ist auch der Zuschlag zur Schlackenbildung; denn wenn nicht hinlänglich Kieselsäure vorhanden ist, um alles oxydirte Eisen zu verschlacken, so reducirt sich Eisen und sammelt sich im untern Theile des Ofens an (*Ofen-, Eisensauen*).

Rösten des Rohsteins.

Der Rohstein wird mehre Male geröstet und auf die oben erwähnte Weise wieder niedergeschmolzen, das Resultat davon ist wiederum Schlacke und wenn die Erze nicht zu viel fremde metallische Beimengungen enthielten und der daraus erhaltene Stein ziemlich reich an Kupfer war — metallisches Kupfer (Rohkupfer, Schwarzkupfer genannt).

Schwarzkupfer.

Spurstein.

Wenn aber der erste Stein nur wenig Kupfer und zu viel fremde Beimengungen enthielt, so erhält man Schlacke und einen Stein (Concentrationsstein, Spurstein) mit einem Kupfergehalt von 30—40 p. C. Dieser wird endlich so stark geröstet, dafs nur wenig Schwefelkupfer unzersetzt bleibt, und hierauf mit Zuschlägen eingeschmolzen; das Produkt dieses Schmelzens (Rohkupferschmelzen, Schwarzmachen) ist Schwarzkupfer, Schlacke und ein Stein (Dünnstein), welcher bis 66 p. C. Kupfer enthält und, für sich allein auf die zuletzt angeführte Art verarbeitet, ein vorzüglich gutes Kupfer liefert.

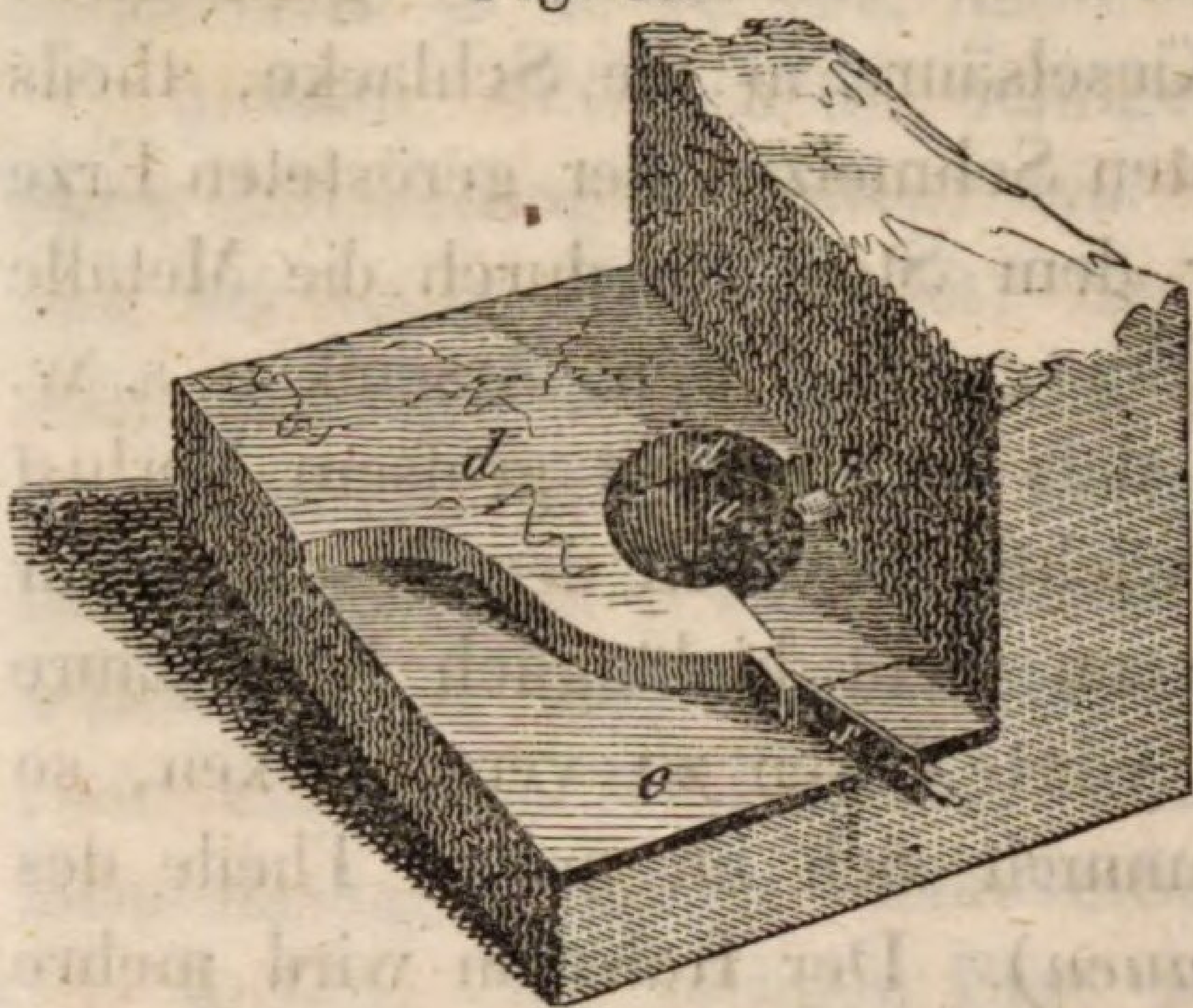
Dünnstein.

Gaarmachen des Kupfers.

§. 608. Das Schwarzkupfer enthält in der Regel ungefähr 5 p. C. fremde Beimengungen, darunter 3½ p. C. Eisen, ¾ p. C. Schwefel, ¾ p. C. Silber, etwas Antimon, Arsenik, Zink, Nickel und Zinn. Es wird, um es von seinen Beimengungen zu befreien, in einem runden, dem Frischfeuer (s. Fig. 60.) ähnlichen Heerde eingeschmolzen und die Oberfläche des eingeschmolzenen Metalls eine Zeitlang der Einwirkung der Gebläseluft ausgesetzt (das Gaarmachen).

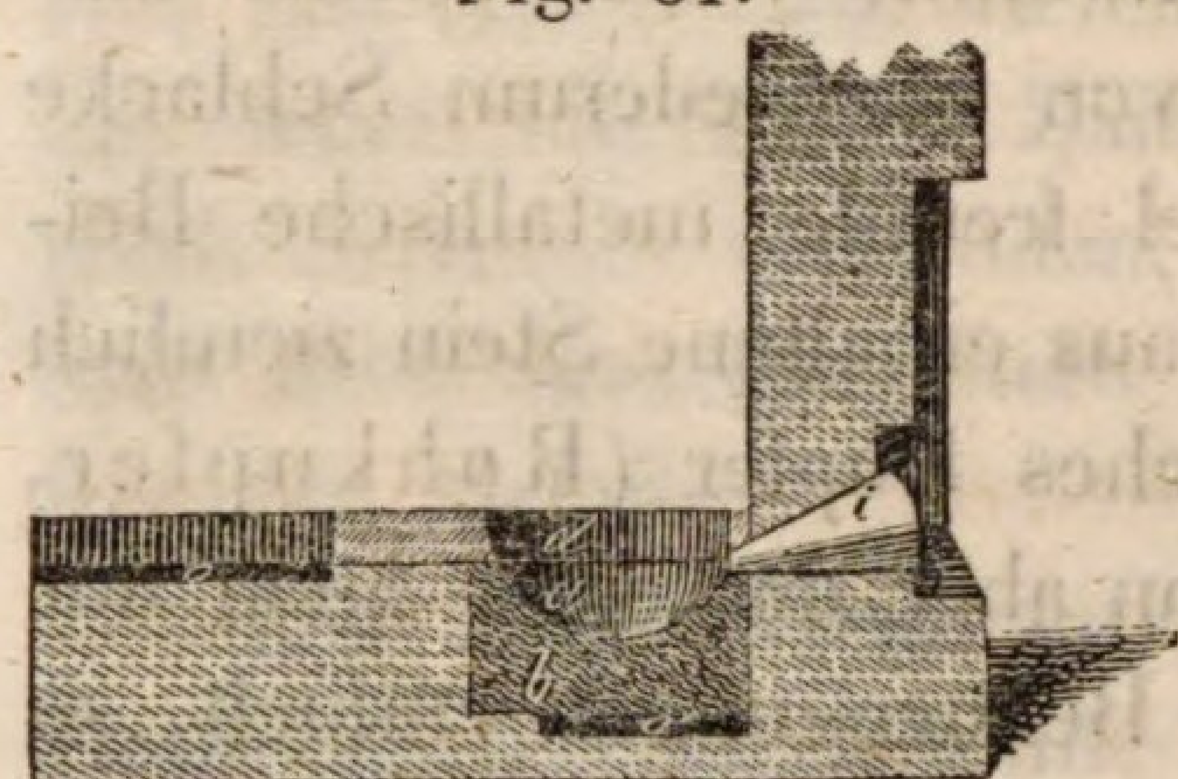
Die fremden Metalle oxydiren sich am leichtesten und werden als Oxyde oder als solche, verbunden mit der Kieselsäure der Holzkohlen und der Heerdmasse, von der Oberfläche abgezogen (Gekrätz). Wenn das Kupfer den gehörigen Grad der Gaare erreicht hat, was man an der Farbe, der Stärke und dem Grad der Biegsamkeit einer aus dem schmelzenden Metall herausgenommenen Probe (Gaarspan) erkennen kann, läfst man es ein wenig abkühlen, wobei oft eine starke Gasentwickelung aus dem Innern der geschmolzenen Masse Kupfer in kleinen Körnern umherschleudert, dann wird die eben erstarrte Oberfläche desselben mit Wasser abgelöscht und die oberste dünne Schicht des erstarrten Kupfers von der darunter befindlichen flüssigen Masse abgehoben, und dies Verfahren fortgesetzt, bis man den ganzen Inhalt des Heerdes in dünnen, hie und da mit Höckern besetzten Scheiben herausgenommen hat, die unter dem Namen **Rosettenkupfer** (*Gaarkupfer, Scheibenkupfer*) verkauft werden.

Fig. 60.



Der Gaarheerd.

Fig. 61.



Durchschnitt durch den Gaarheerd.

Rosettenkupfer.

Das Hammergaarmachen.

§. 609. Das Gaarkupfer mufs, namentlich wenn das Schwarzkupfer, aus welchem es dargestellt wurde, sehr unrein war, stets so lange im Heerde behandelt sein, dafs es Kupferoxydul enthält, welches sich leicht gleichmäfsig im geschmolzenen Kupfer auflöst. Im entgegengesetzten Fall nämlich enthält das Gaarkupfer noch zu viele der fremden metallischen Beimengungen. Ein kupferoxydulhaltiges (*übergaares*) Kupfer ist aber, obwohl das Metall sonst rein und zu Darstellung von Legirungen sehr gut ist, nicht anwend-

bar zur Verarbeitung unter Hämmern oder Walzwerken, denn es ist zu brüchig. Defshalb wird für solche Zwecke das Gaarkupfer noch einer Arbeit unterworfen, welche das Hammergaarmachen heifst. Man schmilzt zu diesem Behuf in einem halbkugelförmigen, dem Gaarheerde ähnlichen, aber flacheren Heerde das Gaarkupfer ein, indem die Rosettenscheiben auf die glühenden Kohlen gelegt werden und beim Schmelzen an denselben herunter fliefsen müssen. Dabei kommt das in dem Gaarkupfer enthaltene Oxydul vielseitig mit der Kohle in Berührung und giebt an diese seinen Sauerstoff ab. Aber es nimmt zugleich, wenn es mit den Kohlen lange Zeit in Berührung ist, Kohle auf (es wird zu jung) und ist dann eben so unbrauchbar zum Ausarbeiten unter Hämmern, als das übergaare. Es liegt daher in der Geschicklichkeit des Arbeiters, welcher an die Biegsamkeit einer herausgenommenen Probe die Güte des Kupfers beurtheilt, den richtigen Zeitpunkt wahrzunehmen, wenn durch die Wirkung des Gebläses der etwa aufgenommene Kohlenstoff wieder entfernt und doch das Kupfer nicht von neuem übergaar geworden ist. Das hammergaare Kupfer wird schliefslich aus dem Heerde ausgeschöpft und in die für die weitere Verarbeitung zweckmäfsigen Formen gegossen. Hierbei ist es von besonderer Wichtigkeit, die Temperatur richtig wahrzunehmen, denn das Kupfer, zu heifs ausgegossen, steigt in den Formen, wird dadurch im Innern porös und giebt dann bei der Ausdehnung unter Walzwerken löcherige Platten.

§. 610. Die Darstellung des Kupfers aus kiesigen Erzen in Flammenöfen, wie sie hauptsächlich in England (Swansea und Anglesea) üblich ist, weicht nicht wesentlich von der eben erwähnten Methode ab. Nur pflegt das letzte Rösten des Concentrationssteins und das Rohkupferschmelzen ununterbrochen hinter einander auf demselben Heerde statt zu finden und ebenso das Gaar- und Hammergaarmachen des Schwarzkupfers. Man erhält stets ein übergaares Gaarkupfer, weil aus Vorsicht, um die fremden Metalle vollständig zu

Darstellung des Kupfers aus kiesigen Erzen in England.

oxydiren, bei Luftzutritt lange genug geschmolzen werden mufs und eine unmittelbare Berührung des Kupfers mit Kohle, wodurch das Oxydul wieder reducirt werden könnte, nicht statt findet. Indem man hierauf das geschmolzene übergaare Kupfer mit Kohlenlösche bestreut und mit Birkenstangen umrührt, von Zeit zu Zeit eine Probe zieht, und die Operation nur so lange fortsetzt, dafs es das Oxydul verliert und keine Kohle aufnimmt, wird das Kupfer in die Hammergaare übergeführt. Das Kupfer, welches aus England nach Ostindien versendet wird, hat die Form kleiner 6 Zoll langer Barren mit schön rother Oberfläche und heifst Japanisches Kupfer.

Japanisches Kupfer.

Cementkupfer.

§. 611. Cementkupfer wird aus manchen Grubenwässern (in Anglesea, Ungarn), die viel schwefelsaures Kupferoxyd in Lösung enthalten, durch hineingeworfenes Eisen gewonnen. Es enthält selten viel über 70 p. C. Kupfer und wird wegen seiner starken Verunreinigung wie das Schwefelkupfer weiter verarbeitet.

Entsilbern des Rohkupfers.

§. 612. Wenn das Rohkupfer so viel Silber enthält, dafs es die Arbeit lohnt, so wird ihm dieser Silbergehalt durch die Saigerarbeit entzogen oder es wird der Amalgamation unterworfen. Von beiden wird später bei der Gewinnung des Silbers ausführlicher die Rede sein. Hier möge nur erwähnt werden, dafs dasjenige Kupfer, welches durch Saigern entsilbert ist, meistens einen gröfsern oder geringern Bleigehalt besitzt.

Eigenschaften des Kupfers.

§. 613. Es ist ein Metall von eigenthümlich rother Farbe und lebhaftem Glanz, wenn es rein ist. Es vereinigt grofse Weichheit, vermöge deren es sich leicht bearbeiten läfst, mit einer gewissen Härte, wodurch es der Abnutzung widersteht; seine Dehnbarkeit und Zähigkeit sind so grofs, dafs man es zu sehr feinen Blättchen auswalzen und zu Draht ausziehen kann, der bei 0,936 Linie Durchmesser noch 302 Pfund trägt. Das spec. Gewicht des geschmolzenen Kupfers ist = 8,85, des geschmiedeten oder gewalzten = 8,95. Die lineare Ausdehnung desselben zwischen 0—100°

beträgt $\frac{1}{550}$. Sein Schmelzpunkt ist ungefähr 1100°. In sehr dünnen Schichten, wie es z. B. durch Reduction von Kupferoxyd, über eine Glasröhre fein vertheilt, erhalten wird, ist es mit grüner Farbe durchsichtig. Die Beimengungen fremder Körper üben selbst in den kleinsten Mengen einen sehr schädlichen Einflufs auf die Dehnbarkeit des Kupfers aus: Eisen selbst in den geringsten Quantitäten und Kupferoxydul bis zu 1,1 p. C. machen reines Kupfer kaltbrüchig und bis zu $1\frac{1}{2}$ p. C. roth- und kaltbrüchig; wenn das Kupfer aber unrein ist, so vermindert das Oxydul dessen Festigkeit, falls nicht über 2 p. C. darin enthalten sind, Zink (bei $\frac{6}{10}$ p. C.), Zinn und Wismuth (bei $\frac{1}{4}$ p. C.), Arsenik und Antimon (bei $\frac{15}{100}$ p. C.) und Kohle (bei $\frac{1}{5}$ p. C.) machen es rothbrüchig, Blei aber (bei 1 p. C.) macht das Kupfer in jeder Temperatur zur Verarbeitung unter Hämmern oder Walzwerken ganz untauglich, während es bei $\frac{3}{10}$ p. C. Bleigehalt in der gewöhnlichen Temperatur sich noch strecken läfst. Am unschädlichsten sind die Beimengungen von Silber (bis zu 0,8 p. C.) und Kalium (bis zu $\frac{13}{100}$ p. C. erprobt). Es verändern sich durch die eben genannten Beimengungen zwar die Farbe und Textur des Kupfers, jedoch so unbedeutend, dafs man durch den blofsen Anblick schwer die Verunreinigungen erkennen würde; nur wenn dieselben sehr bedeutend sind, läfst sich folgendes erkennen: durch wenig Kupferoxydul (kaltbrüchiges Kupfer) wird das ungeschmiedete Kupfer auf der Bruchfläche krystallinisch oder körnig, ziegelroth und matt, durch viel Oxydul (kalt- und rothbrüchiges Kupfer) wird es bräunlich roth, die Textur schuppig und entbehrt fast alles metallischen Glanzes, geschmolzen ist es dickflüssig, zeigt matte Flecken auf der Oberfläche und erstarrt langsam in dicken Massen. Reines hammergaares Kupfer ist auf dem Bruch eines gegossenen Stücks zackig körnig, rein kupferroth glänzend, auf dem Bruch eines geschmiedeten Stücks sehnig, aber eine gleichartige Masse mit seidenartigem Glanz und lichtrother Farbe darstellend; geschmolzen ist es dünnflüssig und erstarrt schnell, indem es vorher spratzt; das

Einfluss fremder Beimengungen

auf Textur und Farbe.

Steigen beim Ausgiefsen in Formen ist schon oben (§. 609.) erwähnt. In trockner Luft ist Kupfer bei gewöhnlicher Temperatur unveränderlich, in fein vertheiltem Zustande, aus dem Oxyd durch Wasserstoff reducirt, nimmt es Sauerstoff langsam auf. Bei der Rothgluth überzieht es sich zuerst mit einer braunrothen Schicht (Gemenge von Oxyd mit Oxydul), dann mit einer schwarzen Rinde (Oxyd) und bei der Schmelzhitze verbrennt es unter Luftzutritt mit grüner Flamme. In feuchter und kohlensäurehaltiger Luft überzieht es sich, namentlich wenn sich Wasserdämpfe auf ihm niederschlagen, mit einer grünen Kruste, die im gemeinen Leben Grünspan genannt wird und basisch kohlensaures Kupferoxyd ist. Säuredämpfe greifen es schnell an. Von verdünnten und concentrirten Säuren, mit Ausnahme der Salpetersäure, wird es in der Kälte nicht angegriffen, wenn es nicht gleichzeitig mit der Luft in Berührung ist. In kochender concentrirter Schwefelsäure löst es sich unter Entwickelung von schwefliger Säure, in Salpetersäure schon bei gewöhnlicher Temperatur unter Entwickelung von Stickoxyd, die Lösungen sind blau und enthalten Kupferoxydsalz.

Verhalten des Kupfers an der Luft

bei gewöhnlicher Temperatur.

Verhalten gegen Säuren.

Drei Oxyde kennt man bis jetzt vom Kupfer, ein Superoxyd und zwei basische Oxyde, das Oxydul und Oxyd.

Kupferoxydul, $\dot{€}u$.

§. 614. Kupferoxydul, $\dot{€}u$, wird als rothes krystallinisches Pulver erhalten, wenn eine Lösung von einem Kupferoxydsalz, mit Stärkezucker und Kali versetzt, gelinde erwärmt wird; als gelbes Pulver scheidet es sich aus, wenn Kupferchlorür durch Kali gefällt wird. Es entsteht ebenfalls beim Erhitzen von Kupfer unter Luftzutritt, oder beim Glühen eines innigen Gemenges von 4 Th. Kupferfeilspänen mit 5 Th. Kupferoxyd. An der Luft verändert sich das Oxydul nicht, mit Säuren übergossen zerlegt es sich in Oxyd und Metall. Es ist nur eine schwache Basis. In der Natur kommt es krystallisirt vor als *Rothkupfererz*, gemengt mit andern Substanzen, wie Eisenoxydhydrat, Thon u. dgl. als *Ziegelerz* (Kupferbraun, Kupferpecherz). Glasflüssen ertheilt es eine rothe Farbe, indem es sich beim Erkalten

des in der Hitze farblosen Glases aus der Verbindung ausscheidet und dann eine sehr stark färbende Kraft besitzt (s. §. 445.).

Kupferoxyd, $\dot{C}u$.

§. 615. Kupferoxyd, $\dot{C}u$, dargestellt durch Erhitzen des Kupfers an der Luft (*Kupferasche, Kupferhammerschlag*) oder durch Glühen des kohlensauren oder salpetersauren Salzes, ist ein schwarzes Pulver, welches in der Hitze leicht seinen Sauerstoff an organische Körper abgiebt und daher zu Verbrennungsanalysen organischer Körper benutzt wird. In Säuren löst es sich mit blauer Farbe, Glasflüsse färbt es grün, eben so Fette und fette Oele. Es findet sich in der Natur als schwarzer Ueberzug (*Kupferschwärze*) auf anderen Kupfererzen. Kupferoxydhydrat, $\dot{C}u\dot{H}$, erhält man durch Fällen eines Oxydsalzes mit Kali oder Natron; es ist ein blauer Niederschlag, der beim Kochen unter Wasser schwarz wird, indem er sein Hydratwasser verliert. Unter dem Namen *Bremerblau* wird es als blaue Malerfarbe angewendet. Weder das wasserfreie Oxyd, noch das Hydrat lösen sich in reinem Ammoniak auf.

Hydrat. $\dot{C}u\dot{H}$.

Die Salze des Kupfers.

§. 616. Die Salze des Kupfers. Die Oxydulsalze sind im festen Zustande farblos, gelb oder roth, ändern sich leicht in Oxydsalze um. Ihre farblosen Auflösungen werden durch Kali gelb (Oxydul), durch Ammoniak gar nicht, durch Schwefelwasserstoff schwarz gefällt. Die Oxydsalze mit Krystallwasser sind blau oder grün, ohne dasselbe farblos. Die Lösungen sind blau oder grün, werden durch Schwefelwasserstoff schwarz, durch fixes Alkali blau, durch Kaliumeisencyanür rothbraun (Kaliumeisencyanür mit Eisencyanür-Kupfercyanid), durch Ammoniak gar nicht gefällt; sie geben mit letzterem Reagens eine tief dunkelblaue Flüssigkeit, eben so mit kohlensaurem Ammoniak. Durch fixes Alkali entsteht aber keine Fällung, wenn gewisse organische Substanzen in der Lösung anwesend sind, wie Zucker, Eiweifs, die Lösung bleibt dann dunkelblau. Vor dem Löthrohr kann man die Kupfersalze leicht erkennen dadurch, dafs sie der Phosphorsalzprobe eine grüne Farbe mittheilen, welche beim

Zuschmelzen von Zinn rothbraun (durch Oxydulausscheidung) wird. Die Kupfersalze sind sehr giftig.

Schwefelsaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}\ddot{S} + 5\dot{H}$. Kupfervitriol.

§. 617. Schwefelsaures Kupferoxyd, Kupfervitriol, kommt theils krystallisirt, theils in Grubenwässern aufgelöst vor. Das Salz wird künstlich dargestellt durch Auflösen von Kupfer in concentrirter kochender Schwefelsäure, oder durch gelindes Rösten von Schwefelkupfer ($\mathrm{Cu}S$), welches entweder durch Glühen von Kupfer und Schwefel oder als Concentrationsstein (s. o. §. 607.) gewonnen ist. Das geröstete Schwefelkupfer, bestehend aus Oxyd und schwefelsaurem Oxyd, wird in Wasser unter Zusatz der nöthigen Menge Schwefelsäure aufgelöst. Die abgedampfte Lösung setzt beim Erkalten grofse dunkelblaue, ein wenig verwitternde Krystalle, $\dot{Cu}\ddot{S} + 5\dot{H}$, ab, die bis 100° erwärmt, 4 Atome Wasser, das letzte Atom erst bei 221° verlieren, in 3 Th. Wasser von 10° C. und $\frac{1}{2}$ Th. kochendem sich lösen und trocken erhitzt bei sehr hoher Temperatur in Kupferoxyd, schweflige Säure und Sauerstoff sich zerlegen. Der käufliche Kupfervitriol enthält gewöhnlich noch Eisenoxydul, bisweilen auch Zinkoxyd. Früher kamen unter dem Namen gemischter Vitriol, Eisen- und Kupfervitriol zusammenkrystallisirt im Handel vor, so enthielt z. B. der Salzburger (*doppelter Adler*) 76 p. C. Eisenvitriol, der Admonter 83 p. C. Als Nebenprodukt gewinnt man Kupfervitriol bei der Scheidung von Gold und Silber (s. u.) und durch Auflösen von Kupferasche und Kupferhammerschlag in Schwefelsäure. Anwendung findet das Salz in der Färberei und zur Darstellung vieler grüner und blauer Farben.

Gemischter Vitriol.

Blauer Feuersatz.

§. 618. Mit den schwefelsauren Alkalien liefert es Doppelsalze, mit Ammoniak tief dunkelblaue Krystalle, $\dot{Cu}\ddot{S} + 2NH^3 + \dot{H}$, die an der Luft sich zersetzen und zu einem blauen Feuersatz angewendet werden. Man erhält die ammoniakalische Verbindung, wenn gepulverter Kupfervitriol in concentrirtem heifsen Ammoniak aufgelöst und erkalten gelassen wird oder wenn man eine mit Ammoniak vermischte wässerige Lösung des Vitriols mit

einer Schicht Alkohol vorsichtig übergiefst. Im letztern Fall setzen sich die Krystalle erst nach und nach ab. Rührt man aber den Alkohol unter die Lösung, so scheiden sich sogleich kleine blaue Krystalle ab.

Salpetersaures Kupferoxyd, $\dot{\mathrm{Cu}}\ddot{\ddot{\mathrm{N}}}+3\dot{\mathrm{H}}$.

§. 619. Salpetersaures Kupferoxyd entsteht beim Auflösen des Kupfers in Salpetersäure. Es scheidet sich beim Abdampfen der Lösung in blauen, deliquescirenden Prismen, $\dot{\mathrm{Cu}}\ddot{\ddot{\mathrm{N}}}+3\dot{\mathrm{H}}$, aus, die sich in Alkohol lösen und beim Erhitzen sich anfangs in ein basisches grünes Salz zersetzen, zuletzt ihre Säure völlig verlieren. Mit Ammoniak liefert es blaue Krystalle, $\dot{\mathrm{Cu}}\ddot{\ddot{\mathrm{N}}}+2\mathrm{NH}^3$, die sich beim Erhitzen unter Zischen zerlegen, mit salpetersaurem Ammoniak ein Doppelsalz, $\mathrm{NH}^3\dot{\mathrm{H}}\ddot{\ddot{\mathrm{N}}}+\dot{\mathrm{Cu}}\ddot{\ddot{\mathrm{N}}}$, dessen Lösung, zu weit abgedampft, heftig explodirt.

Kohlensaures Kupferoxyd, Malachit.

§. 620. Kohlensaures Kupferoxyd ist nur als basisches Salz bekannt. Ein grünes Salz, $\dot{\mathrm{Cu}}\ddot{\mathrm{C}}+\dot{\mathrm{Cu}}\dot{\mathrm{H}}$, kommt in der Natur vor (*Malachit*) und kann durch Fällung eines Kupferoxydsalzes mit kohlensaurem Natron künstlich erhalten werden. Es bildet sich auch, wenn Kupfer gleichzeitig der Einwirkung von Sauerstoff, Kohlensäure und Wasser ausgesetzt ist (der sogenannte Grünspan auf alten Kupfermünzen und Bronzestatuen). Ein Gemenge dieses basischen Salzes mit Thonerde ist das Braunschweiger, mit Thonerde und kohlensaurer Magnesia das Bremer Grün. — Ein blaues Mineral, $2.\dot{\mathrm{Cu}}\ddot{\mathrm{C}}+\dot{\mathrm{Cu}}\dot{\mathrm{H}}$, findet sich in schönen Krystallen (*Kupferlasur*) oder dichten Massen. Gepulvert wird es als schön blaue Farbe (*Bergblau*) verkauft, hat aber noch nicht künstlich dargestellt werden können.

Braunschweiger, Bremer Grün.

Kupferlasur. Bergblau.

Essigsaures Kupferoxyd.

§. 621. Essigsaures Kupferoxyd, $\dot{\mathrm{Cu}}\bar{\mathrm{A}}+\dot{\mathrm{H}}$, erhält man in grünen Krystallen, wenn Kupferoxyd in Essigsäure ($\mathrm{C}^4\mathrm{H}^3\mathrm{O}^3+\mathrm{Aq.}$) aufgelöst und bei gewöhnlicher Temperatur die Lösung zum Krystallisiren gebracht wird. Es ist dieses Salz unter dem Namen destillirter Grünspan *) als Ma-

*) weil zur Anfertigung desselben destillirter Essig benutzt wird.

lerfarbe ein Handelsartikel. Aufserdem findet man noch einen blauen Grünspan und einen andern grünen Grünspan im Handel. Der blaue wird in Montpellier auf folgende Weise fabricirt: man versetzt die Träbern von Weinbeeren in saure Gährung, packt sie dann mit angewärmten Kupferplatten in irdene Töpfe und bedeckt diese mit Stroh. Nach einigen Wochen werden die Kupferplatten herausgenommen, der gebildete Grünspan, $\dot{Cu}\bar{A} + \dot{Cu}\dot{H} + 5\dot{H}$, abgeschabt, zusammengeknetet und in ledernen Säcken getrocknet. — In Grenoble werden Kupferplatten, mit Essig benetzt, der warmen Luft ausgesetzt und dieses so lange wiederholt, bis dieselben nach und nach in grünen Grünspan umgewandelt sind. Diese Verbindung besteht hauptsächlich aus zwei basischen Kupfersalzen, $\dot{Cu}^3\bar{A}$ und $\dot{Cu}^3\bar{A}^2$. Durch die Bereitungsart dieses Grünspans erhellt, wie leicht bei Luftzutritt das Kupfer von der Essigsäure angegriffen wird, wie leicht also bei Anwendung kupferner Geräthschaften Grünspanbildung und in Folge dessen Vergiftung von Speisen oder Getränken statt finden kann.

Blauer Grünspan.

Grüner Grünspan.

Arsenigsaures Kupferoxyd. Scheelsches Grün.

§. 622. Arsenigsaures Kupferoxyd, welches durch Fällen einer Lösung von Kupfervitriol mit arsenigsaurem Kali dargestellt wird und Scheelsches Grün heifst, und eine Verbindung von arsenigsaurem und essigsaurem Kupferoxyd, $\dot{Cu}\bar{A} + 3.\dot{Cu}^2\ddot{A}s$, welche man durch Zusammenmischen von gelöster arseniger Säure und neutralem essigsaurem Kupferoxyd erhält und Schweinfurter *(Mitis-, Wiener-, Kaisers-)* Grün nennt, sind zwei Malerfarben von ausgezeichnetem Grün, aber äufserst giftig.

Schweinfurter, Mitis, Kaisers-Grün.

Kupferchlorür.

§. 623. Kupferchlorür, $\not{C}uCl$, bildet sich, wenn in eine Kupferchloridlösung Kupfer gestellt und die Luft abgeschlossen wird. Aus der farblosen Lösung kann man farblose Tetraëder erhalten, die bald Sauerstoff aus der Luft aufnehmen und grün werden.

Kupferchlorid, $CuCl + 2\dot{H}$.

§. 624. Kupferchlorid, $CuCl + 2\dot{H}$, sind grüne prismatische Krystalle, die in concentrirter Salzsäure mit schwarz-

brauner Farbe sich auflösen, indem sie ihr Krystallwasser abgeben. In erhöhter Temperatur verliert das Salz erst Krystallwasser, dann Chlor. Wird seine wässerige Lösung mit wenig Kali versetzt, so scheidet sich ein grünes Salz aus, $\mathrm{CuCl} + 3.\dot{\mathrm{Cu}}\dot{\mathrm{H}}$, welches auch als krystallisirtes Mineral (*Atakamit*) vorkommt. Das Kupferchlorid wird durch Auflösen von Kupfer in Königswasser und Abdampfen der grünen Lösung gewonnen.

Schwefelkupfer.

§. 625. Schwefel und Kupfer verbinden sich in zwei Verhältnissen, von denen die niedrigste Schwefelungsstufe dem Oxydul, die höhere dem Oxyd entspricht.

$\mathrm{Cu^2S}$, Kupferglanz.

§. 626. Halb-Schwefelkupfer, $\overset{\prime}{\not{\mathrm{Cu}}}$, entsteht beim Zusammenschmelzen von Schwefel und Kupfer, und scheidet sich oft in schwarzen Octaëdern aus, wenn man Behufs der Kupfervitriolbereitung diese Schwefelverbindung darstellt. Es ist eine starke Schwefelbasis. In der Natur kommt es sowohl für sich in derben Massen oder krystallisirt (*Kupferglanz*), als auch in Verbindung mit andern Schwefelmetallen vor. Solche Schwefelsalze sind z. B. das *Buntkupfererz*, in welchem bald $\overset{\prime}{\mathrm{Fe}}$, bald $\overset{\prime\prime\prime}{\not{\mathrm{Fe}}}$ mit dem $\overset{\prime}{\not{\mathrm{Cu}}}$ verbunden ist, der *Kupferkies* $\overset{\prime}{\not{\mathrm{Cu}}}\overset{\prime\prime\prime}{\mathrm{Fe}}$, das *Kupferwismutherz* $\overset{\prime}{\not{\mathrm{Cu}}}{}^3\overset{\prime\prime\prime}{\not{\mathrm{Bi}}}$, und andere Verbindungen, die beim Blei, Antimon und Silber noch erwähnt werden sollen.

CuS. Kupferindig.

§. 627. Einfach-Schwefelkupfer, $\overset{\prime}{\mathrm{Cu}}$, findet sich als seltenes Mineral mit schwarzblauer Farbe (*Kupferindig*). Aus Kupferoxydsalzen durch Schwefelwasserstoff gefällt, ist es ein schwarzes Pulver, welches sich an der Luft leicht oxydirt und dabei grünlich wird. — Höhere Schwefelungsstufen des Kupfers lassen sich durch Fällen eines Kupferoxydsalzes mit Zwei-, Drei-, Vier- oder Fünffach-Schwefelkalium darstellen.

Phosphorkupfer.

§. 628. Phosphorkupfer erhält man durch Glühen des phosphorsauren Kupferoxyds in Wasserstoffgas oder durch Zusammenschmelzen von Phosphor mit Kupfer als eine stahlgraue glänzende Masse von solcher Härte, daſs man schneidende Instrumente daraus anfertigen kann. Schon geringe

Mengen Phosphor sollen das Kupfer sehr hart machen, doch hat man ein Phosphorkupfer, welches bei 2,41 p. C. Phosphor noch eben so viel Eisen enthielt, in seiner Zähigkeit und Dehnbarkeit nur wenig beeinträchtigt gefunden. Phosphorhaltiges Kupfer widersteht der Einwirkung salzhaltigen Wassers weit besser als das reinste Kupfer und mag daher zu Schiffbeschlägen gut anwendbar sein.

Legirungen des Kupfers.

§. 629. Von den häufig Anwendung findenden Legirungen des Kupfers ist das Neusilber schon früher (§. 572.) erwähnt, nächstdem sind die wichtigsten Legirungen die mit Zink und die mit Zinn.

Das Messing.

§. 630. Das Messing enthält in der Regel zwischen 28—34 p. C. Zink. Es wird durch Zusammenschmelzen der beiden Metalle in kleinern Tiegeln aus feuerbeständigem Thon, deren jeder ungefähr 31 Pfund Messing faſst, dargestellt. Die geschmolzene Legirung gieſst man aus je 4 Tiegeln in einen gröſsern und aus diesem in die Form, in welcher man das Messing als für die zur weitern Verarbeitung schickliche zu haben wünscht. Was zu Blechen und Drähten verarbeitet werden soll, gieſst man zwischen zwei Granitplatten aus und erhält es in Gestalt einer Tafel (*Tafelmessing*), die unter Hämmern oder Walzwerken zu Blechen ausgedehnt, oder in lange Streifen zerschnitten und zu Drähten ausgezogen wird. Das für die Gelbgieſser aus den Abfällen in der Hütte dargestellte unreine Messing von geringerer Dehnbarkeit wird in einen in kleine viereckige Fächer getheilten Rahmen gegossen. Das Messing ist von gelber Farbe, viel härter und fester als Kupfer und sehr dehnbar, wenn der Zinkgehalt nicht zu groſs ist, es läſst sich gut feilen und abdrehen, schmilzt bei niedrigerer Temperatur als Kupfer und füllt, ohne zu steigen, die Formen gut aus. Zusatz von etwas Blei macht das Messing härter und leichter bearbeitbar, aber weniger dehnbar, Eisen vermindert seine Zähigkeit und Dehnbarkeit, vereinigt sich aber gewöhnlich nicht innig mit der Legirung, sondern scheidet sich in kleinen Körnern aus, welche dann an der Luft Rostflecke hervorrufen. An der

(Randnotizen: Tafelmessing. — Eigenschaften des Messings.)

Luft oxydirt es sich weniger leicht als Kupfer und von Säuren wird es, wenn diese das in der äufsersten Schicht enthaltene Zink gelöst haben, nicht stärker als das Kupfer angegriffen. In dünnen Blättchen ausgeschlagenes Messing ist das ***Rausch-*** oder ***Knittergold.*** Rauschgold.

§. 631. Tomback (Rothgufs oder rothes Messing), enthält nur zwischen 10 und 15 p. C. Zink. Es läfst sich zu sehr dünnen Blättchen ***(unächtes Blattgold)*** ausdehnen und hat eine grofse Härte, die es zwar schwer bearbeitbar, aber auch weniger als Messing der Abnutzung unterworfen macht. Defshalb wird es vorzugsweise zu solchen Gegenständen gebraucht, die eine starke Reibung auszuhalten haben, wie Zapfenlager, Radbuchsen u. dgl. Verschiedene Legirungen des Zinks mit Kupfer sind unter dem Namen Compositionen bekannt. Das ***Mannheimer Gold (Semilor)*** enthält 10 p. C. Zink und 8 p. C. Zinn, das ***Prinzmetall*** 2—3 Th. Kupfer auf 1 Th. Zink. Tomback. unächtes Blattgold. Semilor. Prinzmetall.

§. 632. Die neuere Bronze zum Statuengufs besteht ebenfalls aus Kupfer und Zink, enthält aber meistens etwas Zinn. Die dazu tauglichsten Verhältnisse sind zwischen 84,5 Cu, 11,3 Zn, 4,2 Sn (die am meisten rothgelbe) und 65,9 Cu, 31,6 Zn und 2,5 Sn (die mehr gelbe, goldgelbe Bronze). Ursprünglich verstand man unter Bronze nur eine Legirung von Kupfer und Zinn, es wurde aber später für Statuengüsse dem Kupfer und Zinn etwas Zink beigesetzt und jetzt ist der Zinkgehalt in der Regel gröfser als der Zinngehalt. Die zinkhaltige Bronze.

Die Bronze aber, welche als Kanonenmetall dienen soll, besteht noch jetzt wesentlich aus Kupfer und Zinn und enthält höchstens nur geringe Quantitäten Zink. Ihre Zusammensetzung, Verarbeitung zu Geschützen u. s. w. wird in der 2. Abtheilung ausführlicher abgehandelt werden.

§. 633. Kupfer und Zinn, Bronze im engern Sinn, werden, je nach dem Zwecke, zu welchem man die Legirung anwenden will, in verschiedenen Verhältnissen zusammengeschmolzen. Die Mischung besitzt eine mehr oder weniger röthlich gelbe Farbe, die bei mehr als 33 p. C. Zinn Eigentliche Bronze.

weiſslich wird. Bei vorherrschendem Zinn ist die Legirung leichter schmelzbar, sehr spröde und hart; je mehr der Kupfergehalt zunimmt, desto schwerer schmelzbar, weicher und zäher wird sie. Zwischen 19—25 p. C. Zinn enthalten die scharfen schneidenden Instrumente der Alten, zwischen 3—11 p. C. die alten griechischen Münzen; zur Bronze zu Medaillen nimmt man 8—12 p. C, zum Glockenmetall 20—25 p. C. Zinn. Die letztere Legirung ist grauweiſs, dünnflüssig, hart, spröde, klingend und hat die bemerkenswerthe Eigenschaft, im heiſsen Zustande schnell erkaltet sich hämmern und ausdehnen zu lassen (die *Gonggongs,* Becken der Chinesen) und beim Erhitzen und langsamen Erkalten die frühere Härte und Sprödigkeit wieder zu erlangen. — Die Legirung zu Brennspiegeln und andern Spiegeln (Spiegelmetall) enthält 30—35 p. C. Zinn und ein wenig Arsenik oder Antimon. Zu Achsenlagern, Rädern u. dgl. bedient man sich verschiedener Legirungen aus Kupfer und anderen Metallen, z. B. mit 9 p. C. Zinn, 9 p. C. Zink und 7 p. C. Blei, von 2,5 p. C. Zinn, 7,8 p. C. Zink und 0,5 p. C. Eisen, von 14 p. C. Zinn, von 8 p. C. Zinn, 5 p. C. Zink, 8 p. C. Blei und mehrer anderer.

Glockenmetall. Spiegelmetall.

Die harte Bronze. §. 634. Die sogenannte harte Bronze, deren man sich in der Artillerietechnik zu Radbuchsen, zu den Zerkleinerungs- und Mengkugeln bei der Pulverfabrikation bedient, ist ebenfalls eine grauweiſse Legirung aus 20—25 p. C. Zinn und 80—75 p. C. Kupfer, die in kleinen Tiegeln mit Schlakkendecke eingeschmolzen und auf die beim Eisen beschriebene Art (§. 495.) zum Guſs verwendet wird.

28. Blei (Pb = 1294,6) Plumbum.

Vorkommen. §. 635. Das Blei kommt sehr häufig in Verbindung mit Schwefel (Bleiglanz, s. §. 656.), weniger verbreitet als Oxyd in Verbindung mit Säuren (als Weiſs-, Grün-, Vitriol-Bleierz u. s. w.) selten gediegen vor.

Gewinnung des Blei's. §. 636. Das Schwefelblei, welches fast immer das Erz ist, aus welchem das Blei gewonnen wird, da die Sauer-

aus dem Schwefelblei

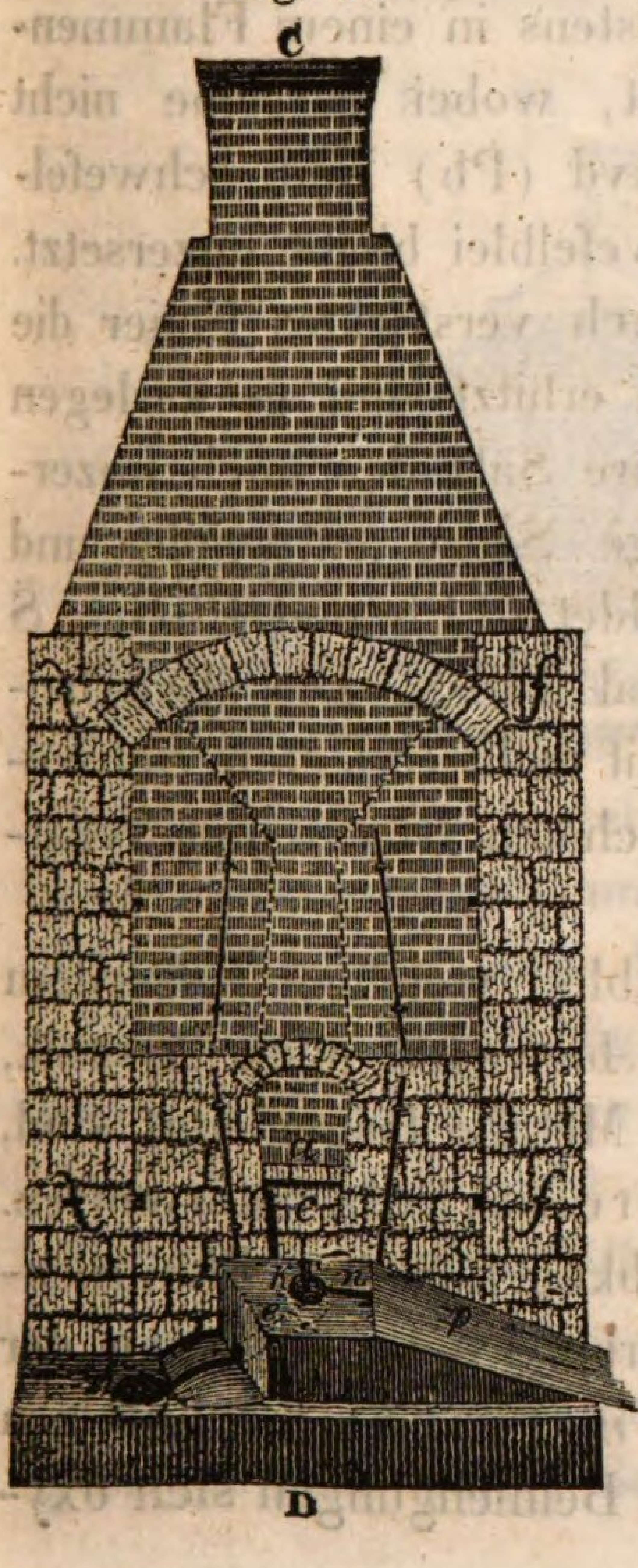
stoffverbindungen in zu geringer Menge und beinahe nie ohne die Schwefelverbindung vorkommen, ist meistentheils mit andern Schwefelmetallen gemengt oder verbunden. Unter diesen ist gewöhnlich Schwefelsilber und nicht selten auch Schwefelkupfer in hinreichender Menge, um das Silber und Kupfer daraus zu gewinnen. Es ist daher mit der Gewinnung des Bleis meistens auch die des Silbers oder des Silbers und Kupfers verbunden.

Die Verarbeitung der schwefelhaltigen Bleierze kann auf zweierlei Weise geschehen, entweder durch die sogenannte *Niederschlagsarbeit* oder durch die *Röstarbeit*.

durch Niederschlagsarbeit,

Die Niederschlagsarbeit besteht darin, dafs die Bleierze mit Zusatz von Eisen (in Form von Körnern) und Schlacken (vom Eisenfrischen oder vorhergehenden Bleierzschmelzen) in niedrigen Schachtöfen eingeschmolzen werden. Dabei verbindet sich das Eisen mit dem Schwefel des Bleis, welches metallisch ausgeschieden wird (PbS und Fe = FeS und Pb), die dem Bleiglanz beigemengten Schwefelmetalle und etwas unzerlegtes Schwefelblei schmelzen mit dem Schwefeleisen zusammen und bilden den *Bleistein*, welcher auf dem Blei schwimmt. Das Product des Schmelzprocesses fliefst fortwährend aus der untersten Oeffnung des Ofens heraus und sammelt sich in einem Vortiegel *k* an, indem die Schlacke über *p* abläuft oder abgezogen wird. Aus dem obersten Tiegel *k* werden dann durch Oeffnung des Kanals *e* das flüssige Blei und der *Bleistein* in den darunter befindlichen Tiegel *m* abgelassen. Der Bleistein, durch Wasser abgekühlt,

Fig. 62.



wird abgehoben, drei oder mehrmals geröstet und dann mit Schlacken und Eisen wieder eingeschmolzen. Das in ihm enthaltene Schwefeleisen wird beim Rösten gröfstentheils oxydirt und verschlackt sich beim Schmelzen; das beim Rösten theilweis oxydirte Schwefelblei wird durch Kohle wieder reducirt und das dabei gebildete Schwefelblei durch das Eisen zerlegt; das durchs Rösten gebildete schwefelsaure Kupferoxyd wird beim Schmelzen in Schwefelkupfer zurückgeführt. Das Produkt vom Schmelzen des gerösteten Bleisteins ist daher Schlacke, Blei und ein Stein, der wesentlich aus Schwefelkupfer und Schwefeleisen besteht. Dieser wird zuletzt wie der Dünnstein (s. §. 607.) auf Kupfer verarbeitet und das sämmtliche gewonnene Blei (Werkblei genannt) enthält das in den Erzen vorhandene Silber.

durch Röstarbeit.

§. 637. Bei der Verarbeitung des Bleiglanzes vermittelst der Röstarbeit wird das Bleierz meistens in einem Flammenofen bei einer Temperatur geröstet, wobei dasselbe nicht schmilzt. Dadurch entsteht Bleioxyd ($\dot{P}b$) und schwefelsaures Bleioxyd ($Pb\ddot{S}$), etwas Schwefelblei bleibt unzersetzt. Nach vollendetem Rösten wird durch verstärktes Feuer die geröstete Masse bis zum Schmelzen erhitzt und es zerlegen dann das Bleioxyd und schwefelsaure Salz den noch unzersetzten Bleiglanz, indem schweflige Säure entweicht und metallisches Blei (Werkblei) sich bildet ($2\dot{P}b$ und $PbS = \ddot{S}$ und $3Pb$; $\dot{P}b\ddot{S}$ und $PbS = 2\ddot{S}$ und $2Pb$). Die etwa beigemengten Schwefelmetalle bilden mit nicht zerlegtem Schwefelblei den Stein, welcher beim nächsten Rösten mit verarbeitet wird.

Entsilbern des Blei's auf dem Treibheerd.

§. 638. Das silberhaltige Werkblei, welchem aufserdem Antimon und Kupfer in der Regel, bisweilen auch Arsenik, Zink und andere im Erz enthaltene Metalle beigemengt sind, wird Behufs der Entsilberung der Treibarbeit unterworfen. Diese besteht darin, dafs in einem halbkugelförmigen Flammenofen (*Treibheerd* Fig. 63.) das Werkblei unter Zublasen der Luft durch die Oeffnungen *m* oder *n* (Fig. 64.) geschmolzen wird, wobei das Blei und die andern Beimengungen sich oxy-

diren und als geschmolzene Oxyde theils in die poröse Heerdsohle *e* sich einsaugen, theils durch einen der Gebläse-

Fig. 63.

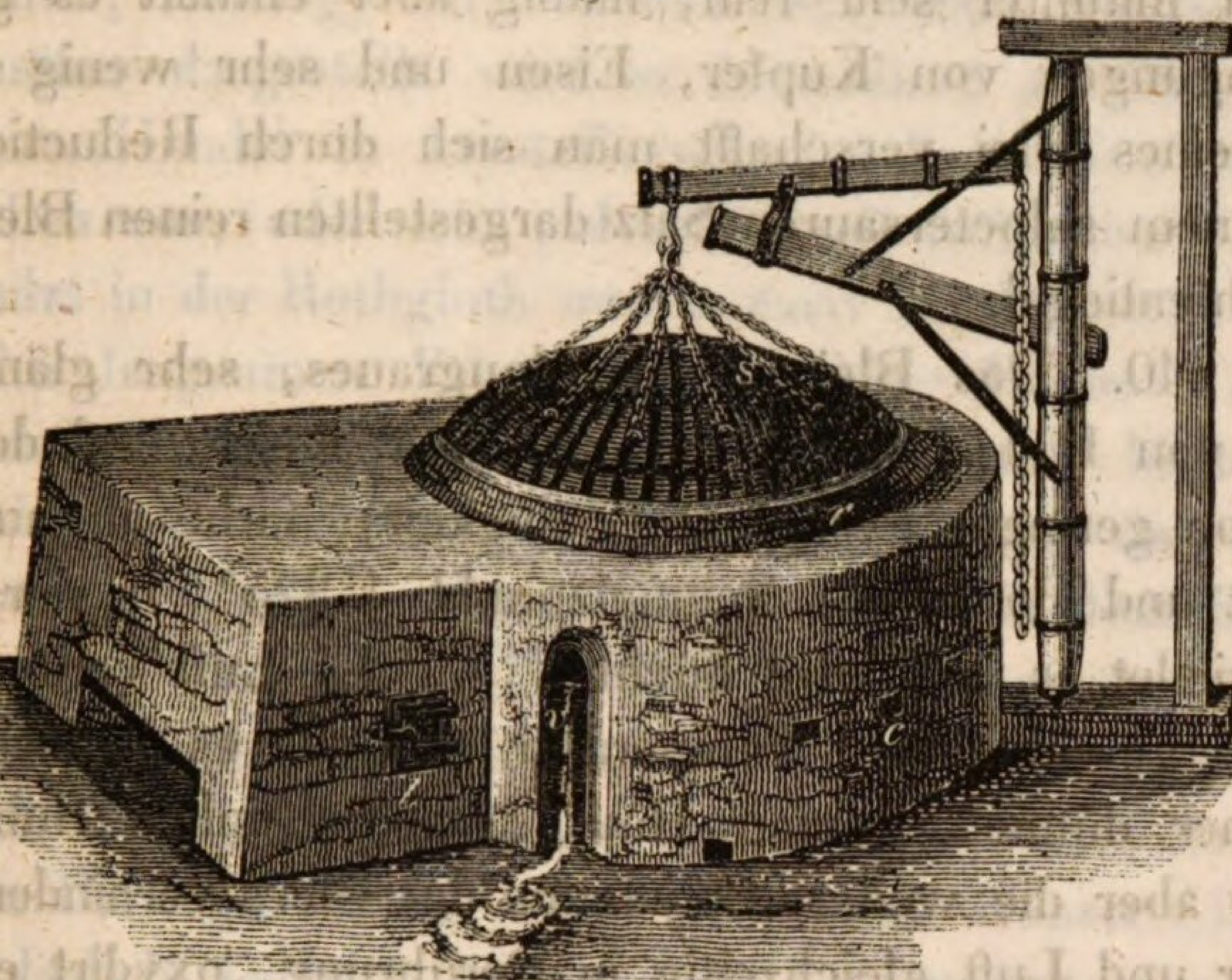
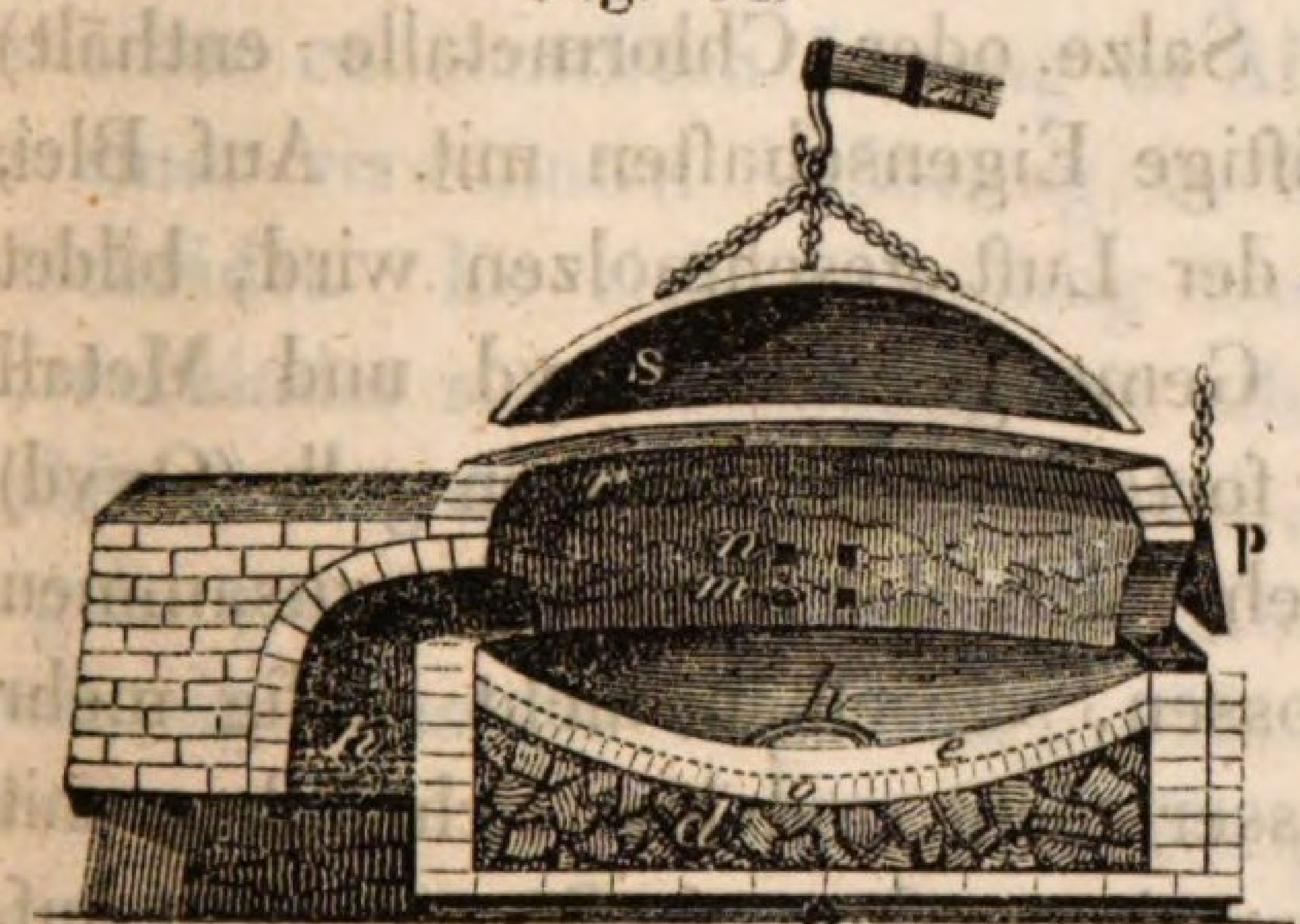


Fig. 64.



öffnung gegenüberliegenden Einschnitt in den Heerdkranz ***(Glättgasse)*** abfliefsen. Im Anfang des Abtreibens, bevor durch das Gebläse Luft eingeblasen wird, überzieht sich das schmelzende Metall mit einer schwarzgrauen Decke, aus Blei, Antimon und Schwefelblei bestehend, welche abgezogen wird (daher Abstrich genannt) und das Hartblei liefert. Bei weiterem Erhitzen wandelt sich das Blei in Oxyd (Bleiglätte) um und wenn dieses vollständig entfernt ist, so erscheint in der kleinen Vertiefung *h* des Treibheerdes das Silber, welches vom Sauerstoff nicht angegriffen wird, mit seiner hellen glänzenden Farbe ***(Silberblick)***. Abstrich.

§. 639. Aus dem bei der Treibarbeit gewonnenen Bleioxyd (Glätte), sofern dasselbe nicht als solches verkauft wird, gewinnt man durch Schmelzen mit Kohlen (Glättefrischen) Das Glättefrischen.

metallisches Blei (*Frischblei*), welches in verschiedenen Formen als Kaufblei in den Handel gebracht wird. Dieses Blei ist mitunter sehr rein, häufig aber enthält es geringe Beimengungen von Kupfer, Eisen und sehr wenig Silber. Ganz reines Blei verschafft man sich durch Reduction des aus reinem salpetersauren Salz dargestellten reinen Bleioxyds im Kohlentiegel.

Kaufblei.

Eigenschaften des Blei's.

§. 640. Das Blei ist ein blaugraues, sehr glänzendes Metall von 11,445 spec. Gewicht, sehr weich und dehnbar, aber von geringer Festigkeit (Zähigkeit), färbt ab auf Pergament und Porzellan. Schmelzpunkt + 325°. In der Rothgluth siedet es und wird flüchtig. An der Luft verändert es sich bei gewöhnlicher Temperatur schnell, es bedeckt sich mit einer dünnen grauen Haut (wahrscheinlich Suboxyd), welche aber die weitere Oxydation des Blei's verhindert. Mit Wasser und Luft gleichzeitig in Berührung, oxydirt es sich, das Oxydhydrat löst sich etwas im Wasser auf (wenn dieses nicht etwa schwefelsaure Salze oder Chlormetalle enthält) und theilt dem Wasser giftige Eigenschaften mit. Auf Blei, welches eine Zeitlang an der Luft geschmolzen wird, bildet sich ein graues Pulver, Gemenge aus Oxyd und Metall (*Bleiasche*), welches bei fortgesetztem Erhitzen gelb (Oxyd) wird. Beim Erstarren zieht sich das Blei sehr zusammen und füllt, in Formen gegossen, dieselben nicht völlig mehr aus. Es zersetzt das Wasser nicht und löst sich daher, mit Ausnahme der Salpetersäure, in verdünnten Säuren nicht auf. Mit concentrirter Salzsäure gekocht, entwickelt sich Wasserstoff und Chlorblei löst sich. Das Blei hat drei Oxydationsstufen, ein Suboxyd, basisches Oxyd und Superoxyd.

Bleisuboxyd, $\dot{\mathrm{P}}\mathrm{b}$.

§. 641. Bleisuboxyd, $\dot{\mathrm{P}}\mathrm{b}$, erhält man durch Erhitzen (bis 300°) des trocknen oxalsauren Bleioxyds als schwarzes, glanzloses Pulver, welches von Säuren und Alkalien in Metall und Oxyd zersetzt wird ($\dot{\mathrm{P}}\mathrm{b} = \mathrm{Pb}$ und $\dot{\mathrm{P}}\mathrm{b}$). Es wird vom Wasser, selbst wenn dieses Kohlensäure enthält, nicht weiter verändert.

§. 642. Bleioxyd, $\dot{Pb}$, als Nebenprodukt beim Silberabtreiben gewonnen (s. §. 638.), führt den Namen Glätte (Silberglätte, Lithargyrum). Durch Oxydation des Bleis in Flammenöfen dargestellt wird es Massikot genannt. Es kommt im Handel in krystallinischen gelben oder rothen Schüppchen vor, oder fein pulverisirt mit rothgelber Farbe. Es schmilzt in der Rothgluth und erstarrt krystallinisch blättrig, beim langsamen Erkalten mit rother Farbe. Beim Schmelzen absorbirt es Sauerstoff, läfst ihn aber beim Erkalten wieder entweichen. In der Rothgluth sind das rothe und gelbe Oxyd roth, nehmen aber beide nach dem Erkalten die gelbe Farbe an. Die Bleiglätte ist unreines Bleioxyd, meistentheils kupferoxydhaltig, reines Oxyd mufs man sich durch Glühen des reinen salpetersauren Salzes darstellen. Das Bleioxyd ist ein wenig in reinem Wasser (12000 Theilen) löslich, leicht in Alkalien und Kalkwasser; aus letzterm sondert es sich in rothen Krystallen aus, während es aus einer concentrirten Lösung in Alkalien mit gelber Farbe, aus einer verdünnten Auflösung in farblosen Krystallen sich ausscheidet. Es zieht allmählig aus der Luft Kohlensäure an, verbindet sich überhaupt mit allen Säuren und steht als starke Basis der Baryterde gleich, in kieselsäurehaltigen Tiegeln geschmolzen, nimmt es Kieselsäure auf und bildet damit ein Glas (s. o. p. 214.). Man benutzt die Bleiglätte zur Bereitung von Firnifs und Bleipflastern, Verbindungen einer fettigen Säure mit dem Bleioxyd.

Bleioxyd, $\dot{Pb}$. Glätte. Massikot. Eigenschaften.

§. 643. Bleisuperoxyd oder Bleisäure, $\ddot{Pb}$, ist ein braunes Pulver, welches man durch Digestion der Mennige (s. §. 644.) mit verdünnter Salpetersäure erhält. Es verliert beim Glühen und der Behandlung mit Säuren Sauerstoff und wird Oxyd, ändert schweflige Säure in Schwefelsäure und Ammoniak in Wasser und Salpetersäure um. Es hat zugleich die Eigenschaften einer schwachen Säure, denn es verbindet sich mit Kali und Natron zu krystallisirbaren Salzen ($\dot{K}\dot{Pb}+3\dot{H}$), welche durch Wasser unter Abscheidung der Bleisäure zersetzt werden. Es wird jetzt häufig ange-

Bleisuperoxyd, $\ddot{Pb}$. Bleisaures Kali.

wendet, um eine durch Reiben entzündliche Mischung (wie die an den Reibzündhölzern) braun zu färben.

Mennige. §. 644. Mennige, eine bekannte schön gelbrothe Farbe, wird durch Erhitzen von Massikot oder von Bleiweiſs (s. §. 649.) in einem Flammenofen, so jedoch, daſs das Pulver nicht ins Schmelzen kommt, dargestellt. Durch Glühen verwandelt sie sich unter Abgabe von Sauerstoff in Bleioxyd, durch Salpetersäure zerlegt sie sich in Bleioxyd und Bleisuperoxyd. Sie besteht also aus einer Verbindung dieser beiden Oxyde, ist aber nicht immer gleich zusammengesetzt, sondern ein bald mehr ($\dot{Pb}^3\ddot{Pb}$) bald weniger ($\dot{Pb}^2\ddot{Pb}$) basisch bleisaures Bleioxyd, oder ein neutrales Salz ($\dot{Pb}\ddot{Pb}$), meistens vermengt mit etwas von den Materialien, aus denen sie dargestellt ist, die durch verdünnte Essigsäure oder Kalilauge ausgezogen werden können. Die Mennige wird nicht blos als Malerfarbe, sondern auch zur Anfertigung von Bleigläsern verwendet, und hierbei wirkt der Theil ihres Sauerstoffs, den sie beim Schmelzen mit Kieselsäure verliert, vortheilhaft ein auf die Reinheit des Glases, eben so wie der des Braunsteins (s. o. p. 214.). Die Verfälschung der Mennige mit Ziegelmehl kann man leicht daran erkennen, daſs sich das rothe Pulver vor dem Löthrohr nicht vollständig zu Blei reducirt.

Die Salze des Blei's. §. 645. Die Salze des Blei's sind meistens farblos, ihre Lösungen haben einen süſsen, metallischen Geschmack und sind sehr giftig. Sie werden durch Schwefelsäure, schwefelsaure, kohlensaure und phosphorsaure Salze und in concentrirter Lösung durch Salzsäure und Chlormetalle weiſs gefällt. Die Alkalien bringen ebenfalls in ihren Lösungn einen weiſsen Niederschlag hervor, der sich im Ueberschuſs des Fällungsmittels wieder löst. Schwefelwasserstoff erzeugt in sehr verdünnten Bleisalzlösungen einen braunen, in concentrirten einen schwarzen Niederschlag (PbS). Durch Zink und Zinn wird metallisches Blei ausgeschieden (Bleibaum).

Salpetersaures §. 646. Salpetersaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{N}$, erhält man durch Auflösen von Blei oder Bleioxyd in verdünnter

Salpetersäure. Es krystallisirt in farblosen Octaëdern, die sich in 7½ Th. kalten Wassers lösen. Die Lösung wird benutzt, um damit getränkte verbrennliche organische Körper (wie Luntenstricke und Zündhölzer) ohne Flamme verglimmen zu machen. *Bleioxyd, $\dot{Pb}\ddot{\dddot{N}}$.*

Schwefelsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{S}$.

§. 647. Schwefelsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{S}$, ist ein in Wasser unlösliches weifses Pulver, welches bei Zusatz von Schwefelsäure oder einem schwefelsauren Salz zu einem gelösten Bleisalze entsteht. In concentrirter Schwefelsäure und Ammoniaksalzen ist es löslich. Unter Wasser mit organischen Substanzen in Berührung wandelt es sich in Schwefelblei um. Es wird oft als Nebenprodukt (s. §. 429.) erhalten und zur Verfälschung des Bleiweifses oder statt dessen angewendet, deckt aber beim Anstrich weniger. In der Natur findet es sich als krystallisirtes Mineral, ***Bleivitriol.***

Essigsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\bar{A} + 3\dot{H}$. Bleizucker.

§. 648. Essigsaures Bleioxyd, Bleizucker, erhält man durch Auflösen von Bleiglätte in Essigsäure oder gereinigtem Holzessig und Abdampfen der Lösung in farblosen Krystallen, $\dot{Pb}\bar{A} + 3\dot{H}$ ($\bar{A} = C^4H^3O^3$), die an der Luft verwittern und sich etwas zersetzen, indem sie Essigsäure abgeben (daher stets den Geruch nach Essig verbreiten) und Kohlensäure aufnehmen. Sie lösen sich daher, längere Zeit aufbewahrt, nicht vollständig mehr in Wasser auf, indem kohlensaures Bleioxyd zurückbleibt. Ihre Lösung wird ebenfalls durch die Kohlensäure der Luft unter Abscheidung eines weifsen Niederschlags zersetzt. Dem trocknen Erhitzen (über 200°) unterworfen liefern sie eine Flüssigkeit, aus welcher Essiggeist (Aceton C^3H^3O) gewonnen wird, Kohlensäure entweicht und Blei und Kohle bleiben als Rückstand. Man benutzt aufser in der Färberei (s. §. 429.) den Bleizucker als Zusatz zur Firnifsbereitung, weil dadurch die Firnisse leichter trocknen. *Aceton.*

Basische Salze. Bleiessig.

Es giebt mehre basische Salze von Essigsäure mit Bleioxyd, die alle durch Kohlensäure leicht zersetzt werden und von denen das eine $\dot{Pb}^3\bar{A}^2$ in Lösung unter dem Namen Bleiessig bekannt ist.

Kohlensaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\ddot{C}$. Weissbleierz.

§. 649. Kohlensaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\ddot{C}$, findet sich als Mineral, *Weiſsbleierz*, in farblosen Krystallen. Künstlich erhält man diese Verbindung als krystallinisches Pulver, wenn Bleizuckerlösung durch Kohlensäuregas oder durch zweifach-kohlensaures Natron gefällt wird. Fällt man aber basisch essigsaure Bleioxydlösung durch Kohlensäure, so entsteht basisch kohlensaures Bleioxyd, $2\dot{Pb}\ddot{C} + \dot{Pb}\dot{H}$, ein amorphes weiſses Pulver, welches der Hauptbestandtheil des unter dem Namen Bleiweiſs bekannten Farbematerials ist.

Darstellung des Bleiweisses.

Die fabrikmäſsige Darstellung des Bleiweiſses beruht auf der leichten Zerlegbarkeit des basisch essigsauren Bleioxyds durch Kohlensäure. Die Methoden jedoch zur Bereitung desselben sind verschieden und liefern ein Material von verschiedener Güte.

Holländische Methode.

Nach der holländischen (ältesten) Bereitungsweise stellt man spiralförmig gewundene (gegossene) Bleiplatten in glasirte irdene Töpfe, deren Boden mit einer dünnen Schicht von Essig (Bieressig, oft mit Hefe vermischt) bedeckt ist, und stellt die mit einer Bleiplatte lose zugedeckten Töpfe neben und über einander in einen Bretterverschlag, dessen Boden mit einer Lage Pferdemist oder Lohe bedeckt ist. Den Zwischenraum zwischen den Töpfen füllt man ebenfalls mit Mist oder Lohe aus und macht hier und da Canäle für den Luftzutritt. Die erhöhte Temperatur (30°—40°), welche bei der Gährung (Fäulniſs) des Mistes eintritt, bewirkt eine Verdampfung der Essigsäure und diese verbindet sich mit dem auf Kosten der Luft entstandenen Bleioxyd der Bleiplatten zu einem basischen Salz, welches durch die bei der Fäulniſs des Mistes sich entwickelnde Kohlensäure in basisch kohlensaures Bleioxyd sich umändert. Dadurch wird die geringe Menge Essigsäure, welche bei weitem nicht ausreichend sein würde, alles in Oxyd umgeänderte Blei auf einmal zu sättigen, wieder frei und verbindet sich mit einem andern Theil Bleioxyd zu basischem Salz, und dieses wird auf dieselbe Weise durch Kohlensäure zersetzt. So dauert dieser Proceſs fort, bis der gröſste Theil der Bleiplatten oder

die ganzen Platten in Bleiweifs umgewandelt sind, welches nach dem Verdunsten der Flüssigkeit zum Theil mit dem übrigbleibenden durch die Kohlensäure nicht zerlegten neutralen essigsauren Bleioxyd, zu einer backenden Masse vereinigt, im Topfe sich vorfindet, zum Theil in schieferartigen Blättern von den nicht völlig zersetzten Bleiplatten sich loslöst. Das letztere Bleiweifs kommt als bestes unter dem Namen Schieferweifs in den Handel. Das im Topfe befindliche und das von den Platten abgeklopfte und abgeschabte Bleiweifs wird geschlämmt, um es von den beigemengten Bleitheilen zu befreien, und nach dem Trocknen entweder als solches verkauft (*Kremserweifs*) oder mit fein pulverisirtem Schwerspath vermahlen und als *Venetianerweifs* (gewöhnlich aus gleichen Theilen Bleiweifs und Schwerspath bestehend), *Hamburgerweifs* (1 Th. Bleiw. und 2 Th. Schwersp.) oder *Holländerweifs* (1 Th. Bleiw. und 3 Th. Schwersp.) in den Handel gebracht. Man bedient sich auch statt des Schwerspaths anderer weifser Pulver zum Vermischen mit Bleiweifs, z. B. des schwefelsauren Bleioxyds, des Gypses, Zinkoxyds und der Kreide. Von allen diesen Zusätzen taugt der Schwerspath wegen seiner Weifse und seines hohen spec. Gewichts am besten, Gyps und Kreide am schlechtesten, weil sie zufolge ihres geringen spec. Gewichts beim Anreiben sich vom Bleiweifs sondern.

Schieferweiss.

Kremserweiss.

Zusätze zu Bleiweiss.

Das eben angeführte Verfahren der Bleiweifsbereitung wird auch in Süddeutschland befolgt, nur wendet man statt der Mistbetten geheizte Lokale an und bewirkt die reichliche Kohlensäureentwickelung durch gröfsere Mengen gährungsfähiger Stoffe (Hefe, Malztrebern u. dgl.) im Essig.

Französische Methode.

§. 650. Nach der französischen Methode stellt man sich eine Auflösung von basisch essigsaurem Bleioxyd dar (durch Erwärmen von Bleizuckerlösung mit Glätte) und leitet in dieselbe (vermittelst einer archimedischen Schnecke oder auf ähnliche Weise) einen Strom von Kohlensäuregas, welches entweder durch Verbrennen von Kohlen erhalten ist oder aus der Erde ausströmt. Die essigsaure Flüssigkeit wird vom

niedergefallenen Bleiweifs getrennt, wieder mit Glätte digerirt und von neuem der Einwirkung der Kohlensäure ausgesetzt.

Englische Methode.

§. 651. Das englische Verfahren besteht darin, dafs Bleiglätte mit ungefähr 1 p. C. Bleizucker vermischt, mit Wasser angefeuchtet und unter stetem Umrühren in einer Kohlensäureatmosphäre eine Zeitlang erhalten wird.

Zusammensetzung und Eigenschaften des Bleiweisses.

§. 652. Das basisch kohlensaure Bleioxyd, das reinste Bleiweifs, schwankt in seiner Zusammensetzung zwischen $2\dot{Pb}\ddot{C} + \dot{Pb}\dot{H}$ und $3\dot{Pb}\ddot{C} + \dot{Pb}\dot{H}$; ersteres hinterläfst beim Glühen 86,27 p. C., letzteres 85,45 p. C. Bleioxyd. Je mehr Bleioxydhydrat das Bleiweifs enthält, desto besser deckt es, desto leichter wird aber auch der Anstrich, zu dem es verwendet ist, gelb, denn theils soll das Bleioxydhydrat stark zur Zersetzung des Oeles mitwirken, theils wird das basisch kohlensaure Bleioxyd leichter als das neutrale Salz von Schwefelwasserstoffgas (welches sich nicht selten in der Luft verbreitet findet) zersetzt.

Prüfung desselben.

§. 653. Ob das Bleiweifs mit Gyps, Kreide oder Schwerspath vermischt sei, erfährt man durch Erhitzen einer kleinen Probe vor dem Löthrohr, wobei Blei sich reducirt, die erdigen Beimengungen aber nicht. War schwefelsaures Bleioxyd beigemischt, so wandelt sich dieses zum Theil in Schwefelblei um, zum Theil oxydirt sich etwas Schwefel und man bemerkt den Geruch nach schwefliger Säure. Behandelt man Bleiweifs mit verdünnter Salpetersäure, so löst sich das Bleioxyd des kohlensauren Salzes und die Kalkerde der Kreide in Salpetersäure auf und wenn man aus der sehr verdünnten Lösung durch Schwefelsäure das Bleioxyd ausgefällt und abfiltrirt hat, so erkennt man in dem Filtrat durch Zusatz von Ammoniak und Oxalsäure die Kalkerde. Enthält der Rückstand von der Behandlung des Bleiweifses mit verdünnter Salpetersäure oder Essigsäure Schwerspath oder schwefelsaures Bleioxyd, so erkennt man dieses so: er wird, mit Kohle gemengt, im Porzellantiegel stark geglüht, die geglühte Masse alsdann mit Wasser übergossen und die filtrirte Lösung mit Gypswasser versetzt (es fällt schwefelsaure

Baryterde nieder), der kohlehaltige Rückstand (Schwefelblei) aber mit Salpetersäure gekocht und die filtrirte Lösung mit Schwefelsäure vermischt (es fällt schwefelsaures Bleioxyd nieder).

Phosphorsaures Bleioxyd.

§. 654. Phosphorsaures Bleioxyd, in verschiedenen Sättigungsverhältnissen ($\dot{\mathrm{Pb}}^3\overset{.....}{\mathrm{P}}$ und $\dot{\mathrm{Pb}}^2\overset{.....}{\mathrm{P}}$), ist ein weifses in Wasser unlösliches Pulver. Es kommt, mit Chlorblei verbunden, als krystallisirtes grünes Mineral vor, *Grünbleierz* ($\mathrm{PbCl} + 3.\dot{\mathrm{Pb}}^3\overset{.....}{\mathrm{P}}$). Ein braunes Mineral von ähnlicher Zusammensetzung bildet das arseniksaure Bleioxyd, *Braunbleierz* ($\mathrm{PbCl} + 3.\dot{\mathrm{Pb}}^3\overset{.....}{\mathrm{As}}$).

Chlorblei, PbCl.

§. 655. Chlorblei, PbCl, ist ein weifses krystallinisches Pulver, welches beim Vermischen einer Bleioxydsalzlösung mit Salzsäure oder einem gelösten Chlormetall entsteht. Es ist schwer in Wasser löslich, krystallisirt beim Erkalten einer gesättigten Lösung in glänzenden Nadeln und schmilzt beim Erhitzen zu einer durchscheinenden hornähnlichen Masse (daher *Hornblei* genannt). Mit Bleioxyd verbindet es sich in mehren Verhältnissen, einige dieser Verbindungen finden sich als krystallisirte Mineralien (z. B. *Mendipit* $= \mathrm{PbCl} + 2\dot{\mathrm{Pb}}$), andere lassen sich auf verschiedene Weise künstlich darstellen und unter diesen ist z. B. das siebenfach-basische Salz, $\mathrm{PbCl} + 7\dot{\mathrm{Pb}}$, als gelbe Malerfarbe (*Casseler Gelb*) bekannt. **Casseler Gelb.**

Schwefelblei. PbS. Bleiglanz.

§. 656. Schwefelblei, PbS, findet sich im Mineralreich in grofsen glänzenden Krystallen (Würfeln) oder in dichten krystallinischen grauen Massen und ist das vornehmste Bleierz, der *Bleiglanz*. Man kann es künstlich darstellen durch Zusammenschmelzen von Schwefel und Blei oder durch Zersetzung eines gelösten Bleisalzes mit Schwefelwasserstoff. Im letztern Falle scheidet es sich als schwarzes oder, sehr fein vertheilt, als braunes Pulver aus. Die Bleisalze sind sehr empfindlich gegen Schwefelwasserstoff, daher wird ein Bleiweifsanstrich durch sehr geringe Mengen Schwefelwasserstoff braun. Das Schwefelblei ist leicht schmelzbar,

bei der Weifsglühhitze flüchtig, zersetzt sich in concentrirter Salzsäure unter Entwickelung von Schwefelwasserstoff, mit verdünnter Salpetersäure unter Abscheidung von Schwefel und Lösung von salpetersaurem Bleioxyd, mit concentrirter Salpetersäure wird es in schwefelsaures Bleioxyd umgeändert. Es bildet die Basis vieler Schwefelsalze, von denen einige später beim Antimon Erwähnung finden werden.

Selenblei. §. 657. Selenblei, PbSe, ist das am häufigsten vorkommende Selenerz. Es ist bleigrau, krystallinisch blätterig oder in Würfeln krystallisirt, schmilzt nicht, verflüchtigt sich, vor dem Löthrohr erhitzt, unter Verbreitung des Geruchs nach faulem Rettig und wird von verdünnter Salpetersäure unter Abscheidung eines rothen Pulvers (Selen) zersetzt.

Bleilegirungen. §. 658. Bleilegirungen giebt es mehre. Die mit Zinn, mit Zinn und Wismuth, und mit Antimon sind die häufigsten. Gleiche Theile Blei und Zinn bilden das Schnellloth der Metallarbeiter, eine leicht schmelzbare Legirung. Ueberhaupt lassen sich Blei und Zinn in allen Verhältnissen zusammenschmelzen, bei gewissen Verhältnissen bilden sich chemische Verbindungen, die sowohl im Ueberschufs jedes der beiden Metalle, als auch in Legirungen von anderer Zusammensetzung sich auflösen.

Anwendung des Blei's. §. 659. Das Blei findet die vielfältigste Anwendung im praktischen Leben. In der Artillerietechnik wird es hauptsächlich zur Fabrikation der Gewehrkugeln benutzt, deren Anfertigung in der 2. Abth. genau beschrieben werden soll.

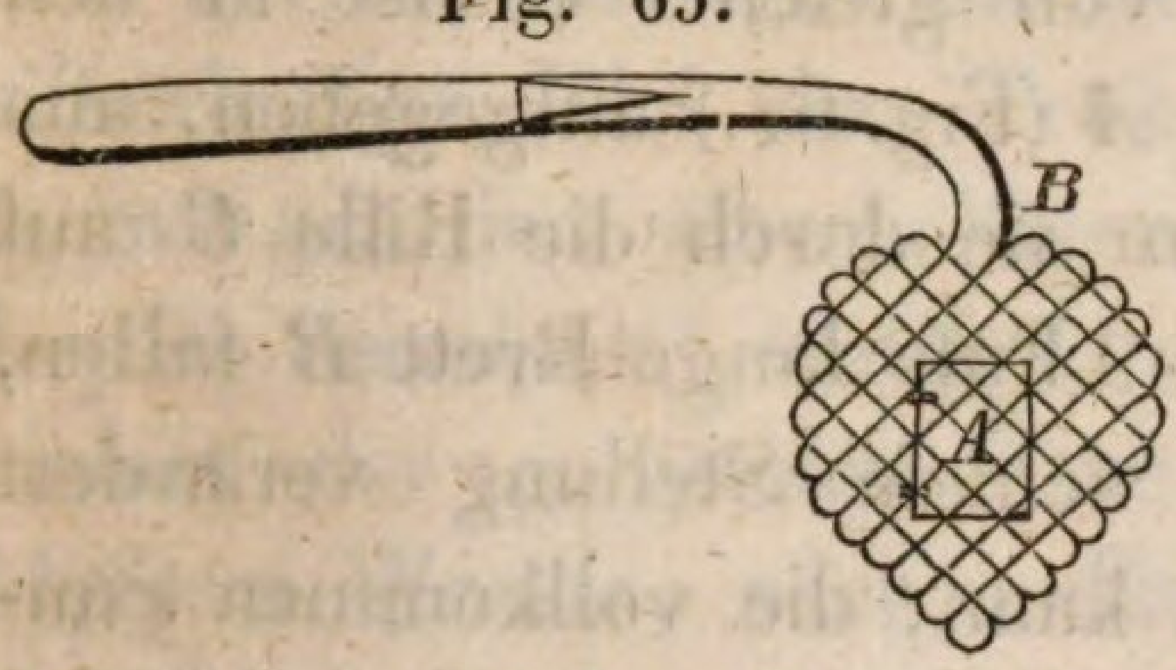
Schrotverfertigung. §. 660. Zur Verfertigung des Schrots wendet man Blei an, welches mit Arsenik legirt ist. Reines Blei giebt keine vollkommen runden Körner, weil es sich beim Erkalten sehr stark und ungleich zusammenzieht. Zu viel Arsenikzusatz macht die Körner linsenförmig abgeplattet, zu wenig Arsenik bringt langgezogene, oft drahtähnliche Figuren hervor. Die Menge des Arsenikzusatzes schwankt zwischen 0,2 und 0,7 p. C., je nach dem das Blei rein oder unrein ist. Zu reinem weichen Blei setzt man für feine Schrotkörner 0,2 p. C., für mittlere 0,3, für grobe 0,35 p. C. Arsenik; Hartblei

Arsenikzusatz.

(antimon- oder arsenikhaltiges) wird zu feinem Schrot mit 0,1, zu mittlerem mit 0,2, zu grobem mit 0,3 p. C. Arsenik legirt; kupferhaltiges Hartblei pflegt für feines Schrot mit 0,1, für mittleres mit 0,7 und für grobes mit 0,8 p. C. Realgar (s. Schwefelarsenik) geschmolzen zu werden. Von den gewöhnlichen Beimengungen des Blei's ist Kupfer die schädlichste, weil kupferhaltiges Blei sich schwer körnen läfst.

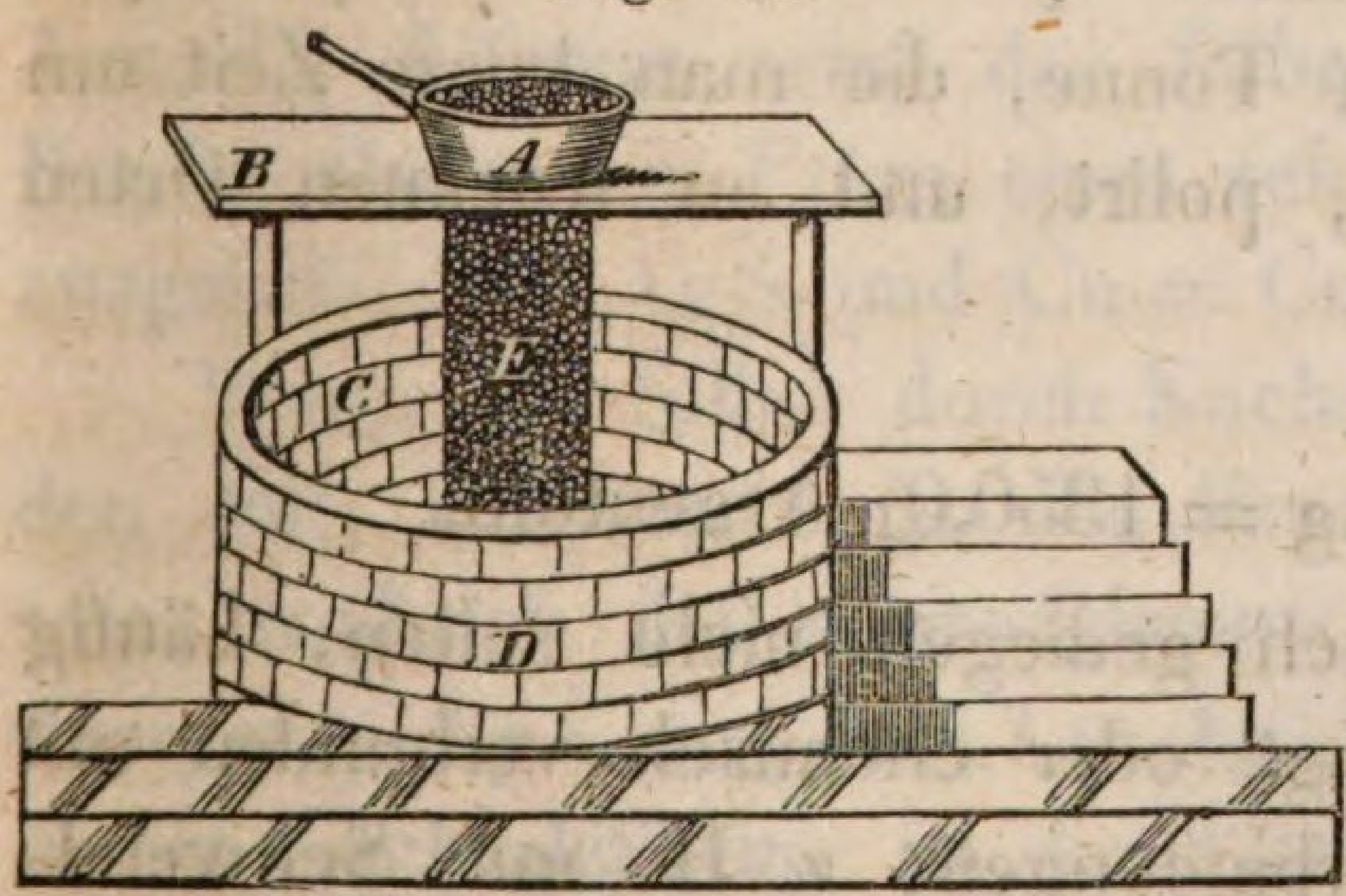
Die Anfertigung des Schrots geschieht auf folgende Weise: Darstellung der Legirung, In gufseisernen Kesseln wird das Blei geschmolzen, die Oberfläche desselben mit Holzkohlenstaub bedeckt und die Hitze fast bis zur Rothgluth gesteigert. Die erforderliche Menge

Fig. 65.



Arsenik, in grobes Papier gewickelt, wird hierauf durch den eisernen Drahtkorb *B* (Fig. 65.) in das geschmolzene Blei eingetragen und die Masse gut durcheinander gerührt. Nachdem das geschmolzene Metallgemisch ein wenig abgekühlt ist, wird der Kohlenstaub von der Oberfläche abgeschäumt und die hierbei sich bildende Bleiasche in die zur Verfertigung des Schrots bestimmten Durchschläge eingedrückt, damit die flüssige Metallmasse langsam durch die pulverförmige Bleiasche hindurchfliefsen mufs, widrigenfalls sich viel

Fig. 66.

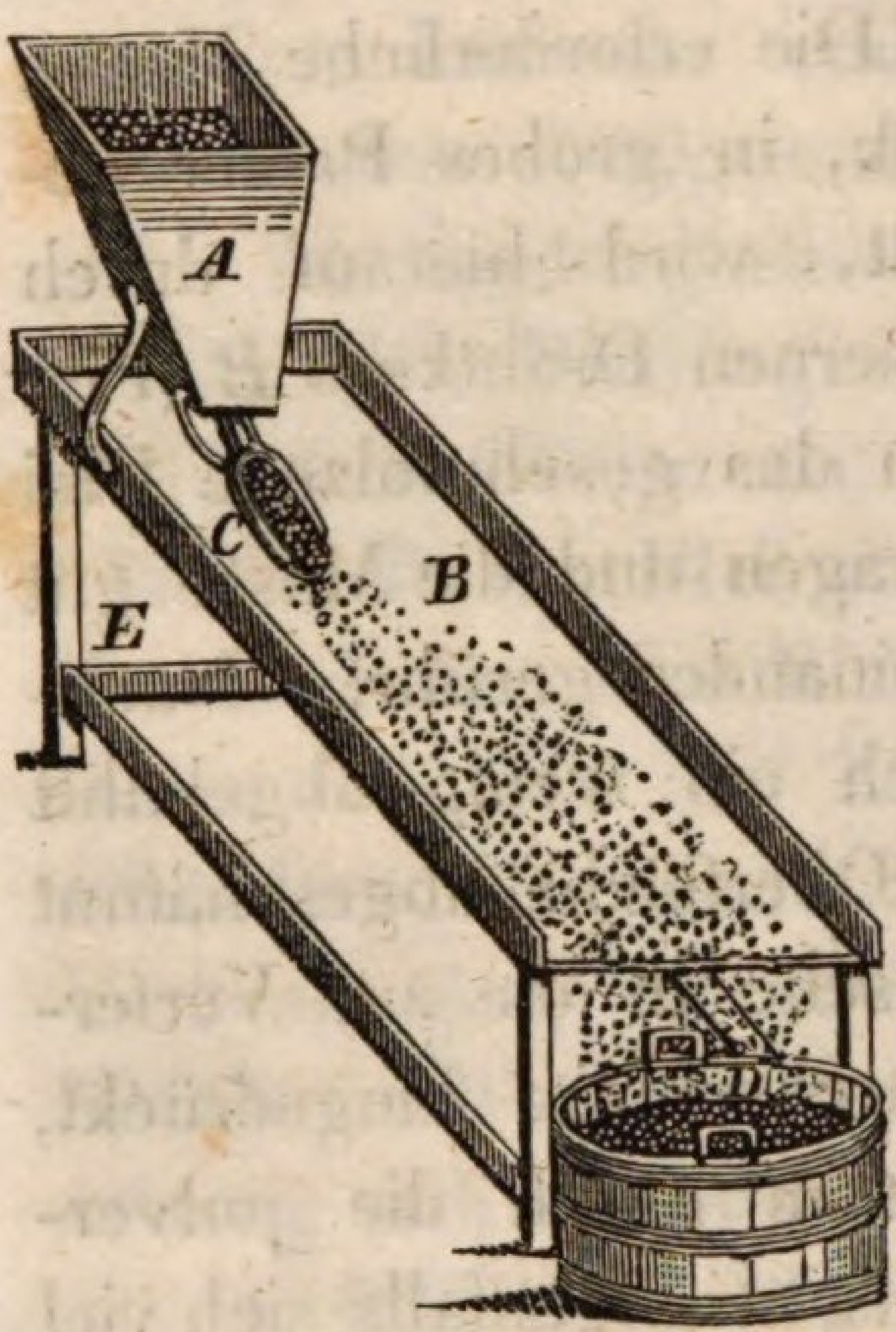


längliche Körner bilden. Die Durchschläge aus Eisenblech *A* (Fig. 66.), de- der Körner. ren Löcher im Boden von oben nach unten konisch geformt sind und von einander wenigstens um das Dreifache ihres Durchmessers abstehen, werden über der Oeffnung eines Schachtes *D* (minder vortheilhaft auf Thürmen) von 120 (für feinere Sorten) bis 180 Fufs (für gröbere Sorten) aufgestellt. Die Schrotkörner werden in Wasser aufgefangen, welches auf je 100 Th. verarbeitetes

Blei 0,025 Th. Schwefelnatrium gelöst enthält, um die schnelle Oxydation der Schrotkörner an der Luft zu vermeiden. Trotz dessen bildet sich meist noch so viel kohlensaures Bleioxyd, daſs die Arbeiter, welche die Schrotkörner nach ihrer Gröſse

Sortiren, in siebförmigen Vorrichtungen sortiren, Masken von Weiſsblech auf dem Gesicht tragen, deren Röhren in der Gegend von Mund und Nase innen ein kleines in sehr verdünnte Schwefelnatriumlösung getauchtes Schwämmchen enthalten, wodurch der Bleistaub in Schwefelblei verwandelt wird.

Fig. 67.



Wenn das erhaltene Schrot nach der Gröſse sortirt ist, werden die Schrotkörner von gleicher Gröſse in den Kasten *A* (Fig. 67.) aufgegeben, aus welchem sie durch die Rille *C* auf das 6—9 Fuſs lange Brett *B* fallen, dessen schiefe Stellung verändert werden kann; die vollkommen runden Körner rollen leicht darüber hinweg, die weniger runden bleiben darauf liegen. Für feine Sorten wird das Brett stark, für gröbere Sorten schwächer geneigt. Zuletzt werden die Schrotkörner, mit wenig

Poliren derselben. Graphit (auf 100 Pfund Schrot $1\frac{1}{2}$—2 Gramm. Graphit) gemengt, in einer hölzernen Tonne, die man kurze Zeit um ihre eiserne Achse dreht, polirt, und an trocknen Orten aufbewahrt.

29. Silber (Ag = 1350,0) Argentum.

Vorkommen. §. 661. Es findet sich gediegen nicht selten, häufig als Schwefelsilber, gemengt oder chemisch verbunden mit vielen andern Schwefelverbindungen, z. B. mit Schwefelantimon und Schwefelarsenik im ***Rothgültigerz***, ***Sprödglaserz*** und den ***Fahlerzen*** (s. §. 674.), die zu den reichsten Silbererzen gehören. Auſserdem ist es ein fast steter Begleiter des Bleiglanzes und Kupferschiefers.

Gewinnung.

§. 662. Je nach dem verschiedenen Vorkommen der Erze ist die Gewinnung des Silbers verschieden. Das gediegene Silber, wenn es sich in gröfsern Mengen findet, wird mechanisch von der Bergart getrennt und eingeschmolzen. Die reichen Silbererze werden, mit armen vermischt, der Treibarbeit unterworfen, welche schon oben (§. 638.) beschrieben ist. Das in den Kupfererzen enthaltene Silber, welches sich im Rohkupfer befindet (s. o. §. 612.) wird von diesem entweder ausgesaigert, d. h. es wird das Rohkupfer mit dem dreifachen seines Gewichts Blei zusammengeschmolzen, aus der Legirung durch schwaches Erhitzen das Blei, und mit diesem legirt das Silber, ausgeschmolzen und dieses silberhaltige Blei der Treibarbeit unterworfen, oder man trennt aus den silberhaltigen Kupfererzen, ehe sie auf Rohkupfer verarbeitet werden, das Silber durch einfaches Ausziehen der gerösteten Erze mit Kochsalzlösung oder mit blofsem Wasser, oder endlich man unterwirft die Erze der Amalgamation.

Ausziehen der gerösteten Silbererze mit Wasser,

Die Gewinnung des Silbers aus dem gerösteten Erze mit Wasser beruht auf der Umänderung der Schwefelmetalle in schwefelsaure Salze, von denen das schwefelsaure Silberoxyd sich erst bei höherer Temperatur als die andern Salze (schwefelsaures Kupferoxyd, Eisenoxyd u. s. w.) zerlegt und durch kochendes Wasser aus den Erzen sich ausziehen läfst. Aus der Lösung wird das Silber durch hineingeworfenes Kupfer alsdann in Form eines schwarzen Pulvers metallisch ausgeschieden ($\dot{Ag}\dddot{S}$ und $Cu = \dot{Cu}\dddot{S}$ und Ag).

mit Kochsalzlösung.

Wenn das Silber durch Kochsalzlösung gewonnen werden soll, so röstet man die Erze unter Zusatz von Kochsalz, wodurch das schwefelsaure Silberoxyd in Chlorsilber übergeht ($\dot{Ag}\dddot{S}$ und $NaCl = AgCl$ und $\dot{Na}\dddot{S}$). In concentrirter Kochsalzlösung ist das Chlorsilber auflöslich und aus solcher Lösung wird es auf die vorher angeführte Weise durch Kupfer metallisch ausgeschieden.

Die Amalgamation.

§. 663. Soll das Silber durch Amalgamation gewonnen werden, so kann dies auf doppelte Weise geschehen. In

Amerika werden die reichen Silbererze, welche hauptsächlich aus Schwefelverbindungen und metallischem Silber bestehen, fein gemahlen, mit Kochsalz versetzt und angefeuchtet. Der Brei wird innig durchgearbeitet, mit geröstetem Kupferkies und dann nach längerer Zeit nach und nach mit Quecksilber vermischt. Das schwefelsaure Kupferoxyd des gerösteten Kupferkieses zersetzt sich mit dem Kochsalz zu schwefelsaurem Natron und Kupferchlorid, dieses mit dem metallischen Silber zu Chlorsilber und Kupferchlorür ($2\,\mathrm{CuCl}$ und $\mathrm{Ag} = \mathrm{AgCl}$ und $\not{\mathrm{C}}\mathrm{uCl}$) und das Kupferchlorür mit Schwefelsilber zu Schwefelkupfer und Chlorsilber ($\not{\mathrm{C}}\mathrm{uCl}$ und $\mathrm{AgS} = \not{\mathrm{C}}\mathrm{uS}$ und AgCl). Durch das Quecksilber wird endlich das Chlorsilber zerlegt, indem ein Theil desselben mit dem Chlor des Silbers sich vereinigt und ein anderer Theil mit dem frei gewordenen Silber das Amalgam bildet. — In Europa werden Behufs der Amalgamation die Erze mit Zusatz von Kochsalz geröstet, wodurch aufser andern Zersetzungen namentlich die Umwandlung des Schwefelsilbers in Chlorsilber bewirkt wird. Die geröstete und fein gesiebte Masse bringt man mit Wasser in Fässer, die sich um ihre Axe drehen, und läfst sie eine Zeitlang mit Eisenplatten in Berührung bleiben, welche das Chlorsilber in metallisches Silber umändern. Dann giefst man in das Fafs eine passende Menge Quecksilber, welches während der Umdrehung des Fasses sich mit dem Silber amalgamirt. Das Amalgam wird von der andern breiartigen Masse geschieden und in eisernen Retorten geglüht, wodurch Quecksilber abdestillirt und in Wasser aufgefangen wird, Silber aber zurückbleibt.

Raffiniren des Silbers. §. 664. Das durch die Treibarbeit, wie durch die Amalgamation gewonnene Silber wird noch raffinirt, denn beide enthalten noch fremde Metalle, das Treibsilber fast immer Blei, das Amalgamirsilber hauptsächlich Kupfer und andere Metalle. **Feinbrennen.** Ersteres wird in einem dem Treibheerd ähnlichen aber kleinern Heerd geschmolzen und durch daraufgeblasene Luft das Blei oxydirt. **Gutschmelzen.** Letzteres schmilzt man bei Luftzutritt in kleinen Tiegeln, wodurch die Beimengungen sich oxydiren

und von der Oberfläche abgezogen werden. Die Beimengungen des raffinirten (feingebrannten) Treibsilbers betragen ungefähr 1 p. C. (Blei und Kupfer), die des raffinirten (gutgeschmolzenen) Amalgamirsilbers 24—30 p. C. Kupfer. Diese Quantität Kupfer ist diejenige, mit welcher das Silber meist zur Anfertigung von Münzen und Geräthen legirt wird, und man scheidet sie daher nicht vom Silber ab.

Chemisch reines Silber erhält man durch Schmelzen von reinem Chlorsilber mit Pottasche, indem Kohlensäure und Sauerstoff entweichen ($Ag\,Cl$ und $\dot{K}\ddot{C} = Ag$, $K\,Cl$, $\ddot{C}$ und O).

§. 665. Das Silber ist ausgezeichnet durch seine weifse Farbe, seinen lebhaften Glanz, die starke Reflexion von Licht und Wärme, und durch seine grofse Dehnbarkeit, vermöge deren es sich zu Draht (von dem 400 Fufs 1 Gran wägen) ausziehen und zu Blättern von $\frac{1}{100000}$ Zoll Dicke ausschlagen läfst. Es ist härter als Gold, weicher als Kupfer und so zähe, dafs Drähte von $\frac{1}{8}$ Linie Durchmesser fast 21 Pfund tragen, ehe sie reifsen. Spec. Gewicht 10,5. Schmelzpunkt ungefähr 1000°. Flüchtig im Focus eines starken Brennspiegels. Krystallisirt in Würfeln. Es ist vollkommen luftbeständig bei gewöhnlicher und Glühtemperatur, im Schmelzen saugt es Sauerstoffgas ein, läfst aber dasselbe unter Herumspritzen (Spratzen) beim Erkalten wieder fahren. Mit Alkalien geschmolzen, verändert es sich nicht merklich, von Salpetersäure und siedender concentrirter Schwefelsäure wird es aufgelöst. In einer Atmosphäre von Schwefelwasserstoffgas läuft es schwarz an, indem sich Schwefelsilber bildet. Es hat drei Oxydationsstufen, von denen das Oxydul noch nicht isolirt dargestellt ist, und das Superoxyd noch nicht vollkommen rein erhalten wurde. **Eigenschaften des Silbers.**

§. 666. Silberoxyd, $\dot{A}g$, scheidet sich beim Zusatz von Kali zu salpetersaurer Silberoxydlösung als graubraunes Hydrat aus, welches bei vorsichtigem Erwärmen wasserfrei und olivengrün wird, bei stärkerem Erhitzen oder im Sonnenlicht Sauerstoffgas verliert und zu einem schwarzen Pulver (metallischem Silber) sich umwandelt. — Mit Ammoniak ver- **Silberoxyd, $\dot{A}g$.** **Knallsilber.**

bindet sich das Silberoxyd zu einem durch Druck und Wärme heftig explodirenden schwarzen Pulver (Knallsilber), welches man durch Behandlung des Oxyds mit Ammoniaklösung oder durch Fällen eines ammoniakalischen Silbersalzes mit Kali erhält. —

Die Silbersalze.

§. 667. Die Silbersalze sind meist farblos, schwärzen sich am Licht, werden in ihren Lösungen durch Ammoniak nicht, durch Kali braun (Oxydhydrat), durch Schwefelwasserstoff schwarz (Schwefelmetall), durch Salzsäure weiſs (Chlorsilber) gefällt. Zink, Eisen, Kupfer und Quecksilber scheiden aus ihnen metallisches Silber aus.

Salpetersaures Silberoxyd, $\dot{A}g\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$.

§. 668. Salpetersaures Silberoxyd, $\dot{A}g\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{N}}$, erhält man beim Auflösen von Silber in Salpetersäure und Abdampfen der Lösung in farblosen wasserfreien Krystallen, die beim Erwärmen schmelzen und sich leicht in Wasser und Alkohol lösen. Das geschmolzene und in Stängelchen gegossene Salz ist unter dem Namen *Höllenstein* bekannt und wird zum Aetzen von Wunden angewendet. Es wirkt zerstörend auf organische Körper, verbindet sich mit ihnen zu einer weiſsen bald am Licht sich schwärzenden Substanz und ist innerlich gegeben ein heftiges Arzneimittel. Man benutzt auch die Eigenschaft, am Lichte schwarz zu werden, um mit einer Auflösung des Salzes Zeuge mit unauslöschlichen Zeichen zu bedrucken, oder um Haare schwarz zu färben.

Höllenstein.

Schwefelsaures,

§. 669. Schwefelsaures Silberoxyd, $\dot{A}g\overset{\cdot}{\ddot{S}}$, ist ein krystallisirendes in Wasser schwerlösliches Salz.

knallsaures Silberoxyd, ÅgpCy. Brugnatelli's Knallsilber.

§. 670. Knallsaures Silberoxyd ist unter den knallsauren Salzen das am heftigsten explodirende Salz, welches bei Berührung oft selbst unter Wasser sich zersetzt, indem Kohlenoxyd und Stickgas entweichen ($\dot{A}gC^2NO = 2\,\dot{C}$, N und Ag). Die Darstellung dieses Salzes muſs sehr vorsichtig unternommen werden und gelingt am besten, wenn man 100 Gran fein geriebenes salpetersaures Silberoxyd in einem geräumigen Glase mit 1 Unze lauwarmen Alkohol übergieſst und nachher 1 Unze rauchende Salpetersäure auf einmal

hinzusetzt. Die Flüssigkeit geräth ins Kochen, welches man durch Zusatz von etwas Wasser dämpft, wobei sich das knallsaure Silberoxyd als krystallinisches Pulver ausscheidet. Man erhält es auch durch Einleiten von salpetriger Säure in eine alkoholische Lösung von salpetersaurem Silberoxyd. Es darf (selbst unter Wasser) nicht mit harten Körpern berührt werden und wird am zweckmäfsigsten unter Wasser aufbewahrt. Es löst sich in 36 Th. kochenden Wassers und krystallisirt aus der erkaltenden Lösung in kleinen glänzenden, nadelförmigen Krystallen. Das trockne Salz explodirt mit grofser Heftigkeit auf glühenden Kohlen, in Chlorgas, durch den elektrischen Funken, bei hartem Daraufdrücken, Reiben oder Schlagen und durch Befeuchten mit concentrirter Schwefelsäure.

Doppelsalze.

Durch Behandlung des knallsauren Silberoxyds mit Alkalien oder alkalischen Erden erhält man krystallisirbare Doppelsalze, welche ebenfalls unter Detonation sich zersetzen.

Zweifach-knallsaures Silberoxyd.

Zweifach-knallsaures Silberoxyd, $\dot{Ag}\dot{Cy} + \dot{H}\dot{Cy}$, schlägt sich als schwerlösliches weifses Pulver nieder, wenn die Lösung des Kali oder Kalk-Doppelsalzes mit Salpetersäure versetzt wird. Es löst sich leicht in kochendem Wasser und schiefst beim Erkalten der Lösung in Krystallen an, die heftig explodiren.

Da das knallsaure Quecksilberoxyd fast dieselben explosiven Eigenschaften hat, dabei aber ungefährlicher zu handhaben und weit wohlfeiler ist, so bedient man sich zur Füllung der Zündhütchen des Quecksilbersalzes und verfertigt nur einige Knallpräparate, die als Spielereien dienen, wie Knallfidibus, Knallerbsen u. dgl., aus dem Silbersalze.

Silberchlorür.

§. 671. Silberchlorür ist ein braunes Pulver, welches bei Zusatz von Kochsalz zu einem Silberoxydulsalz entsteht. Es zerlegt sich durch Ammoniak und durch concentrirte Salmiaklösung beim Erhitzen in Silberchlorid und Silber.

Silberchlorid. AgCl.

§. 672. Silberchlorid, AgCl, fällt als weifser, schnell zusammenbackender Niederschlag beim Zusatz von Salzsäure oder einem gelösten Chlormetall zu der Lösung eines Silber-

oxydsalzes. Es ist in Wasser vollkommen unlöslich, wefshalb man noch $\frac{1}{100000000}$ Salzsäure in Wasser durch Silbersalze entdecken kann. In erhöhter Temperatur schmilzt das Chlorsilber und bildet nach dem Erkalten eine hornähnliche Masse, die sich schneiden läfst *(Hornsilber)*. In concentrirter Salzsäure, in Ammoniak und Chloralkalien löst es sich auf, durch kochende concentrirte Kalilösung wird es in Silberoxyd, durch Eisen und Zink in metallisches Silber zerlegt. Am Licht wird es anfangs violett, dann schwarz, indem sich Silberchlorür bildet und Chlor entweicht. Es findet sich gleichzeitig mit Bromsilber und Jodsilber als Mineral. Da die Brom- und Jodverbindungen des Silbers eben so empfindlich gegen die Einwirkung des Lichts sind, so benutzt man diese auf Metallplatten oder Papier aufgetragenen Verbindungen, um in einer Camera obscura Bilder auf ihnen zu erzeugen (Daguerreotypiren).

Silbercyanid, AgCy.

§. 673. Silbercyanid, $AgCy$, ist dem Silberchlorid sehr ähnlich. In seiner Verbindung mit Cyankalium wendet man es jetzt gewöhnlich als Lösung zur galvanischen Versilberung an. Man erhält dieses Doppelsalz, wenn man salpetersaures Silberoxyd und Cyankalium in Wasser auflöst.

Schwefelsilber, AgS.

§. 674. Schwefelsilber, AgS, kommt als Mineral, *Silberglanz, Glaserz,* krystallisirt vor. Es bildet sich, wenn Silber oder ein Silbersalz mit Schwefelwasserstoff in Berührung kommt und ist im letztern Fall ein schwarzes Pulver, welches von Salpetersäure zersetzt wird. Es ist eine starke Schwefelbasis, von der viele Schwefelsalze im Mineralreich vorkommen, die zu den geschätztesten Silbererzen gehören, wie das ***Rothgültigerz*** $\overset{\prime}{Ag}{}^3\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{Sb}}$ (das dunkle) $\overset{\prime}{Ag}{}^3\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{As}}$ (das lichte), ***Sprödglaserz*** $\overset{\prime}{Ag}{}^6\begin{matrix}\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{Sb}}\\ \overset{\prime\prime\prime}{\ddot{As}}\end{matrix}$, ***Miargyrit*** $\overset{\prime}{Ag}\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{Sb}}$, ***Fahlerz*** $4\begin{pmatrix}\overset{\prime}{Zn}\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{Sb}}\\ \overset{\prime}{Fe}\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{As}}\end{pmatrix} + 2\begin{pmatrix}4.\overset{\prime}{Ag}\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{Sb}}\\ \overset{\prime}{\not{C}u}\overset{\prime\prime\prime}{\ddot{As}}\end{pmatrix}$ und andere.

Legirungen des Silbers.

§. 675. Legirungen geht das Silber fast mit allen Metallen ein, so viel man bis jetzt versucht hat. Unter

ihnen ist am wichtigsten die Legirung mit Kupfer. Wegen seiner grofsen Weichheit verarbeitet man das chemisch reine Silber nicht zu Münzen und zu den Geräthschaften, die oft gebraucht werden, sondern man legirt zu diesem Zweck Silber mit Kupfer und zwar in verschiedenen Verhältnissen. 1 Mark feines Silber sind 16 Loth oder 288 Grän. Wenn nun das Silber mit so viel Kupfer legirt ist, dafs die Mark 14 Loth Silber und 2 Loth Kupfer oder 12 Loth Silber und 4 Loth Kupfer enthält, so heifst das Silber 14, 12 u. s. w. löthig. Den Gehalt der Münzen an edlen Metallen nennt man Schroot und Korn. Das Silber zu den preufsischen 2Thalerstücken z. B. enthält in der Mark 14 Loth $7\frac{1}{5}$ Grän, das in den 1Thalerstücken 12 Loth, in den $\frac{1}{6}$ Stücken $8\frac{1}{3}$ Loth, in den $\frac{1}{30}$ und $\frac{1}{60}$ Stücken 4 Loth 10 Grän. Zu silbernen Trink- und Efsgeräthen dürfen nicht wohl über 4 Loth Kupfer in der Mark enthalten sein, sonst oxydirt sich in Berührung mit sauren Gegenständen das Kupfer des Geräths und es können Vergiftungen statt finden. Es giebt daher in manchen Staaten bestimmte Verordnungen über den Kupfergehalt des zu Hausgeräthen zu verarbeitenden Silbers: in Schweden mufs die Mark 13 Loth $4\frac{1}{2}$ Grän, in Paris 14 Loth $10\frac{4}{5}$ Grän, in Berlin 12 Loth Silber enthalten. Den Silbergehalt einer Legirung untersucht man genau entweder durch das *Cupelliren*, d. h. man schmilzt die Legirung mit ihrem 4—20fachem Gewicht Blei zusammen und erhitzt sie in einem aus Knochenasche und Laubholzasche angefertigten kleinen Tiegel (Capelle genannt) in einem Muffelofen unter Zutritt der Luft, wobei das gebildete Blei- und Kupferoxyd sich in die poröse Capelle einziehen und das Silber darin rein und geschmolzen zurückbleibt, — oder man löst die Legirung in Salpetersäure auf und fällt das Silber mit einer Kochsalzlösung, deren Gehalt an Salz, also an Chlor, bekannt ist und berechnet aus dem Verbrauch der Lösung das gefällte Silber. Um vorher zu wissen, wie viel löthig die Legirung ungefähr ist, macht man mit Probirnadeln, die alle Legirungen des Silbers mit Kupfer von 0—16 Loth enthalten,

Münzsilber.

Ermittelung des Silbergehalts auf trocknem Wege,

auf nassem Wege.

einen Strich auf einen Kieselschieferstein (Probirstein) und daneben einen Strich mit der zu untersuchenden Legirung und vergleicht beide Striche mit einander rücksichtlich ihrer Farbe, welche bei gröſserem Kupfergehalt röthlicher ist.

Versilbern durch Plattiren, §. 676. Statt aus legirtem Silber fertigt man manche Gegenstände aus andern Metallen, besonders aus Kupfer und überzieht sie mit einer dünnen Platte von sehr reinem Silber, indem man die Silberplatte mit der des andern Metalls zusammenbindet, beide glüht und dann mehre Male durch Walzwerke gehen läſst, wodurch beide so innig mit einander verbunden werden, als ob sie aus einem Stück wären. Früher versilberte man mit einer dünnen Schicht Silber, indem (im Feuer,) man Silberamalgam auf die Oberfläche des zu versilbernden Gegenstandes auftrug und das Quecksilber durch Glühen entfernte, oder indem man Chlorsilber, mit Pottasche, Kreide (auf nassem Wege,) und Kochsalz gemengt, auf die Oberfläche einrieb. Jetzt ist diese Art der Versilberung — mit Ausnahme vielleicht der Uhrzifferblätter, Barometer- und Thermometerscalen — von der Versilberung auf galvanischem Wege (Galvanoplastik) (galvanisch.) verdrängt.

30. Gold (Au = 1229,2) Aurum.

Vorkommen. §. 677. Gold kommt fast nur gediegen, aber selten ohne Silbergehalt vor. Es ist sehr verbreitet und fast in jedem Schwefelkies der ältern Gebirge enthalten. Meistentheils findet es sich in den lockeren Erdschichten, Geröllen in der Nähe zertrümmerter Gebirge (Seifenwerke), worin das Gold eingesprengt war (z. B. am Ural, in Californien), oder in dem Sande von Flüssen, die aus goldhaltigen Gebirgen kommen (im Rhein und Flüssen West-Afrikas z. B.). Es findet sich gewöhnlich in kleinen Körnern, doch hat man auch Stücke von 9 Pfund (am Ural), 20 Pfund (in Columbien) und 74 Pfund (am Ural) gefunden. Zuweilen kommt es in Krystallen vor, die zu einer haar-, zahn- oder drahtförmigen Gestalt an einander gereiht sind.

Gewinnung des Goldes. §. 678. Das in Schwefelmetallen enthaltene Gold wird durch Pochen und Schlämmen des Erzes, Amalgamiren des

Rückstandes und Glühen des erhaltenen Amalgams dargestellt. Das meiste Gold aber gewinnt man durch Waschen aus den Seifenwerken oder dem Sande von Flüssen. Das Gold, vermöge seines höhern spec. Gewichts, bleibt auf dem geneigten Brett, über welches man Wasser strömen läfst, zurück, während die leichtern erdigen Bestandtheile weggeschwemmt werden. Das Waschgold wird in Tiegeln eingeschmolzen, das unreinere Grubengold aber mit Blei abgetrieben und dann erst eingeschmolzen. Eine nicht unbedeutende Menge Gold zieht man jetzt aus manchen alten Silbermünzen durch Behandlung mit siedender Schwefelsäure aus, worin sich das Silber und Kupfer auflösen. Das zurückbleibende pulverförmige Gold wird eingeschmolzen, aus der schwefelsauren Lösung das Silber durch Kupfer gefällt und als Nebenprodukt Kupfervitriol gewonnen. Aus alten Goldgeräthen gewinnt man das Gold durch Auflösen in Königswasser und Zusatz von Eisenvitriol.

§. 679. Gold ist ein Metall von der bekannten gelben Farbe und ausgezeichnetem Glanz, in dünnen Blättchen mit grüner Farbe durchsichtig. Spec. Gewicht des pulverförmigen 19,75, des geschmolzenen 19,29. Es ist das dehnbarste Metall, aus 1 Gran desselben kann ein Draht von 500 Fufs Länge ausgezogen werden und Blättchen lassen sich zu einer Dünne von $\frac{1}{20000}$ Linie ausdehnen. Bei gewöhnlicher und hoher Temperatur ist das Gold luftbeständig, bei 1200° schmilzt es und krystallisirt beim langsamen Erkalten in Würfeln. In sehr hoher Temperatur ist es (wie das Silber) flüchtig. Von den stärksten Säuren (mit Ausnahme der Selensäure und Jodsäure, wird es nicht angegriffen, nur von den Haloïden, dem Gemisch aus Salpetersäure und Salzsäure (Königswasser) oder durch Salze, bei deren Zersetzung ein Haloïd frei wird; mit Quecksilber verbindet es sich bei gewöhnlicher Temperatur leicht und bildet ein weifses Amalgam. Das Gold hat 2 Oxydationsstufen. Eigenschaften.

§. 680. Goldoxydul, $\dot{Au}$, eine schwache Basis, ist ein dunkelviolettes Pulver, welches bei Zusatz von Kali zu Goldoxydul, $\dot{Au}$.

einer Goldchlorürlösung sich ausscheidet. Es ist ein wenig in Kali löslich, zersetzt sich bei 250°, bildet mit Ammoniak eine blaue explodirende Verbindung und vereinigt sich nicht mit den stärkern Mineralsäuren; durch Salzsäure wird es in Gold und Goldchlorid zersetzt.

Goldoxyd, $\dddot{A}u$. §. 681. Goldoxyd, Goldsäure, $\dddot{A}u$, erhält man, wenn neutrale Goldchloridlösung erst mit reinem Kali im Ueberschuſs, dann mit Chlorbariumlösung versetzt und die niedergefallene grüne goldsaure Baryterde mit siedender Salpetersäure behandelt wird. Das im luftleeren Raum getrocknete braune Pulver reducirt sich am Licht, verbindet sich nur schwer mit Säuren, leicht mit Alkalien zu goldsauren Salzen.

Knallgold. Mit Ammoniak bildet es eine gelbbraune Verbindung, $\dddot{A}u + 2NH^3 + \dot{H}$, (Knallgold) die bei 100° oder durch einen Schlag oder Reiben, bisweilen auch von selbst unter starkem Knall sich zersetzt und durch Digestion von Goldoxyd mit Ammoniak dargestellt wird.

Die Goldsalze. §. 682. Die Salze des Goldes sind noch wenig gekannt. Sie werden in Auflösung durch Schwefelwasserstoff braun, durch Zinnchlorür purpurfarben, durch schwefelsaures Eisenoxydul schwarzbraun (metallisches Gold) gefällt.

Goldchlorür. §. 683. Goldchlorür, $AuCl$, entsteht beim Erhitzen des Goldchlorids bis 150°; es ist eine weiſslichgelbe Salzmasse, die sich beim Uebergieſsen mit Wasser nach und nach in Gold und Chlorid zerlegt. Wenn man dieses Salz mit einem Ueberschuſs von Ammoniak digerirt, erhält man einen gelben Körper, der aus 73 p. C. Gold, 4,5 p. C. Chlor, 9,8 p. C. Stickstoff, 2,2 p. C. Wasserstoff, 10,5 p. C. Sauerstoff besteht, wie das Knallgold explodirt und durch Behandlung mit einem Gemenge von Kalihydrat und Ammoniak unter Chlorverlust in Knallgold sich umändert.

Goldcyanür. §. 684. Goldcyanür, $AuCy$, ist ein gelbes unlösliches Pulver, welches mit den Cyanalkalien leicht lösliche Doppelsalze bildet, die man jetzt gewöhnlich bei der galvanischen Vergoldung benutzt. Man erhält die Kaliumverbindung (KCy

$+ AuCy$), wenn man Knallgold in Cyankalium auflöst, und aus dieser Lösung, wenn man sie mit Salzsäure vermischt, das Goldcyanür.

§. 685. **Goldchlorid** erhält man durch Auflösen des Goldes in Königswasser und Abdampfen der gelben Lösung zur Trockne. Es ist eine rothgelbe Salzmasse, die sich am Lichte zersetzt und metallisches Gold ausscheidet, Wasser aus der Luft anzieht und sich leicht in Alkohol und Aether löst. Aus der gelben Lösung wird leicht durch Pflanzensäuren (z. B. durch Oxalsäure) und durch einige metallische Salze (z. B. Eisenvitriol) Gold in Gestalt eines braunen Pulvers oder metallisch glänzender Flittern ausgeschieden ($AuCl^3$ und $6\dot{Fe}\dddot{S} = Au$, $FeCl^3$ und $2\ddot{Fe}\dddot{S}^3$). Goldchlorid, $AuCl^3$.

§. 686. Giefst man zu einer sehr verdünnten Goldchloridlösung eine Lösung von Zinnchlorür oder von Zinnchlorür vermischt mit Eisenchlorid oder Zinnchlorid, so färbt sich die Flüssigkeit purpurfarben und nach einiger Zeit setzt sich ein braunes Pulver ab, welches nach dem Trocknen bläulich wird und aus Zinnoxyd und Gold besteht. Es wird unter dem Namen *Goldpurpur* (Cassiuscher Purpur) in der Glas- und Porzellanmalerei häufig angewendet. Goldpurpur.

Bisweilen erzeugt sich aus Goldchlorid eine Purpurfarbe, die vielleicht von Goldoxydul herrührt, wenn man z. B. Seide damit tränkt.

§. 687. **Schwefelgold** läfst sich nicht durch Zusammenschmelzen der beiden Körper darstellen. Man erhält ein dunkelbraunes Pulver, AuS, wenn Goldchlorür und ein hellbraunes, AuS^3, wenn Goldchlorid mit Schwefelwasserstoff gefällt wird. Letzteres löst sich in Schwefelalkalien auf. Schwefelgold, AuS. AuS^3.

§. 688. **Legirungen** bildet das Gold mit vielen Metallen, unter allen sind aber nur die mit Kupfer und Silber erwähnenswerth. Auch das Gold ist, wie das Silber, zu weich, als dafs man es ohne Zusatz anderer Metalle zu häufig gebrauchten Gegenständen verarbeiten könnte. Die goldenen Hausgeräthe, Schmucksachen und Münzen bestehen daher stets aus Legirungen von Gold mit Silber oder Gold Legirungen des Goldes.

mit Kupfer. Im erstern Falle hat die Metallmischung eine mehr weifslichgelbe, im letztern eine röthlichgelbe Farbe und mehr Härte. Statt solcher Legirungen werden aber auch oft andere Gegenstände, wie es beim Versilbern geschieht, mit dünneren Lagen von Goldblech plattirt oder vermittelst Goldamalgam vergoldet (Feuervergoldung) oder endlich — und zwar jetzt am häufigsten — galvanisch vergoldet.

Das Münzgold. §. 689. Für die goldenen Münzen wird als Zusatz Kupfer oder Kupfer und Silber zugleich gewählt. 1 Mark (16 Loth) Gold enthält 24 Karat (à 12 Grän). Das Gold der preufsischen Münzen enthält $2\frac{1}{3}$ Karat Beisatz, ist also $21\frac{2}{3}$karätig, das der holländischen Dukaten $23\frac{1}{2}$karätig. Die zu Schmucksachen verarbeiteten Goldlegirungen können nicht wohl unter 8karätig sein, sonst laufen sie an der Luft an und lassen sich keine schöne Oberfläche mittheilen. Die vorläufige Untersuchung einer Goldlegirung auf ihren Gehalt an Kupfer geschieht mit Probirnadeln ähnlich wie beim Silber, die genauere Ermittelung aber durch Abtreiben mit Blei, wodurch Kupferoxyd mit Bleioxyd entfernt werden und Gold oder silberhaltiges Gold zurückbleibt, welches letztere durch Salpetersäure (Scheidewasser) vom Silber geschieden wird (Scheidung durch die Quart, indem der Goldgehalt ungefähr $\frac{1}{4}$ der Legirung betragen mufs).

31. Platin ($Pt = 1232{,}0$) Platina.

Vorkommen. §. 690. Dieses Metall findet sich nur gediegen, aber nie isolirt, meistens in Verbindung mit Palladium, Rhodium, Ruthenium, Iridium, Osmium oder mit dem einen oder einigen andern dieser Metalle. Es findet sich auf ähnliche Weise wie das Gold in Sandlagern nicht tief unter der Oberfläche der Erde und nicht selten zugleich mit Goldkörnern, Chromeisenstein, Titaneisen und andern Edelsteinen. In der Regel sind es nur kleine Körner, doch hat man auch Klumpen von $3\frac{1}{2}$ und 10 Pfund angetroffen. Die Körner enthalten aufser den obgenannten Metallen noch Kupfer und Eisen und sind theils magnetisch, theils unmagnetisch. Die Hauptfundorte des Pla-

tinerzes sind Brasilien, von wo es zuerst nach Europa kam (Mitte des 18. Jahrhunderts), Columbien, Hayti, Mexico und der Ural.

§. 691. Das Platinerz wird mit kochendem Königswasser behandelt, wobei ein unlösliches Pulver zurückbleibt, das Osmium, Iridium und Ruthenium neben Quarz, Chrom- und Titaneisen, Hyacinthen u. s. w. enthält, während sich die Chloride von Platin, Palladium, Rhodium (und ein wenig Iridium) auflösen. Die braune Lösung wird mit Salmiak vermischt, damit sich ein gelbes Doppelsalz, Ammoniumplatinchlorid (Platinsalmiak) niederschlage und dieses wird vermittelst starken Glühens in eine graue poröse Masse *(Platinschwamm)* umgeändert, indem Chlor und Salmiak entweichen. Der poröse Platinschwamm, wenn er nicht als solcher Anwendung findet, wird mit Wasser zu einem feinen Pulver in hölzernen Mörsern mit hölzerner Keule zerrieben, in einer eisernen Form durch eine Presse stark zusammengepreſst, die erhaltene zusammenbackende Masse zur Weiſsgluth erhitzt und mit einem schweren Hammer geschlagen. Dadurch schweiſst die Masse so zusammen, daſs sie sich leicht ausschmieden, zu Blechen und Drähten auswalzen läſst und in dieser Gestalt einen vollkommen metallischen Glanz besitzt. Wenn man ein Platinsalz, am besten schwefelsaures Platinoxyd, mit Alkohol behandelt, so scheidet sich das Platin als sammtschwarzes Pulver *(Platinschwarz, Platinmohr)* in fein vertheiltem Zustande aus. Darstellung. Zusammenschweissen des Platinschwamms.

§. 692. Das Platin ist im geschmiedeten Zustande ein grauweiſses Metall von starkem Glanz und 21,5 spec. Gewicht, sehr weich und geschmeidig, wenn es rein ist, weniger, wenn es mit Iridium verunreinigt ist. Es läſst sich nur im Sauerstoffgebläse und durch energische galvanische Ströme schmelzen, in der Weiſsgluth ist es schweiſsbar. Es ist fast so zähe wie Eisen, denn ein Draht von $\frac{89}{100}$ Linie Durchmesser trägt 225 Pfund. An der Luft ist Platin unveränderlich bei niedriger, wie bei höchster Temperatur. Es wird von den stärksten Säuren nicht angegriffen, nur von Haloïden,

also auch von Gemischen, durch deren Aufeinanderwirkung ein Haloïd frei wird. Mit schmelzenden Alkalien in Berührung oxydirt es sich, mit schmelzenden Schwefel-, Phosphor- und Arsenikmetallen entstehen leicht schmelzbare Legirungen, eben so mit den leicht schmelzbaren Metallen, wie Zinn, Blei, Wismuth.

Wegen seines sehr hohen Schmelzpunktes und der chemischen Beständigkeit gegen Säuren ist das Platin ein unschätzbares Metall zur Anfertigung von vielen Geräthschaften für chemische Laboratorien und Fabriken, wie z. B. in den Schwefelsäurefabriken zur Concentration der englischen Schwefelsäure.

Das Platin als Contactsubstanz. Das Platin, besonders das in nicht zusammenhängender Form, hat sehr merkwürdige chemische Eigenschaften, je nachdem es Platinschwamm oder Platinschwarz ist. Platinschwamm in reinem Zustande verbindet Körper mit einander (z. B. schweflige Säure mit Sauerstoff, Wasserstoff mit Sauerstoff) bei gewöhnlicher Temperatur und zersetzt andere, wie Alkohol (Davy'sche Glühlampe); Platinblech verbindet zwar auch Wasserstoff und Sauerstoff, aber erst bei erhöhter Temperatur (z. B. bei $+50^0$). Platinschwarz absorbirt Gasarten, namentlich Sauerstoff, in grofser Menge und giebt denselben an leicht oxydirbare organische Körper ab; daher wird Alkohol durch Platinschwarz in Essigsäure umgewandelt, indem er Sauerstoff aufnimmt.

Die beiden Oxydationsstufen des Platins sind nur durch Zerlegung der Chlorverbindungen zu erhalten und zwar das

Platinoxydul, $\dot{Pt}$. §. 693. Platinoxydul, $\dot{Pt}$, durch Behandeln des Platinchlorürs mit Kali, als ein schwarzes in Säuren mit brauner Farbe lösliches Hydrat, welches beim schwachen Erwärmen wasserfrei und dunkelviolett, bei stärkerem Erhitzen zu Metall reducirt wird.

Platinoxyd, $\ddot{Pt}$. §. 694. Platinoxyd, $\ddot{Pt}$, ist ein schwarzes Pulver, welches sich durch Erhitzen des braunen Oxydhydrats, $\ddot{Pt}+2\dot{H}$, bildet, und dieses erhält man durch Fällen des salpetersauren Salzes mit Kali. Es verbindet sich mit Säu-

ren, ist jedoch selbst eine schwache Basis, die beim Erhitzen ihren Sauerstoff verliert und sich zu Metall reducirt.

Die Salze des Platins.

§. 695. Die Salze des Platinoxyduls sind wenig gekannt, sie sind gelb oder roth gefärbt; aus ihren Lösungen wird durch Schwefelwasserstoff schwarzes Schwefelmetall, durch Kali wasserfreies Oxydul, welches im Ueberschufs des Kali löslich ist, gefällt.

Die Platinoxydsalze sind gelb oder orangefarben, ihre braunen Lösungen werden durch Chlorkalium oder Salmiak gelb (s. u. §. 698.), durch Schwefelwasserstoff schwarz (PtS^2) gefällt, durch Eisenvitriol nicht. Mehre organische Körper, z. B. Weinsäure, Alkohol u. a. und die meisten Metalle scheiden aus den Platinsalzen metallisches Platin aus.

Knallplatin.

§. 696. Platinoxyd-Ammoniak, Knallplatin, ist ein dunkelbraunes Pulver, welches durch Erhitzen bis 214° oder durch Schlag und Stofs explodirt. Man erhält es, wenn der Niederschlag, der sich durch Zusatz von Ammoniak aus einer schwefelsauren Platinoxydlösung ausscheidet, mit verdünnter Natronlauge digerirt wird.

Platinchlorür, $PtCl$.

§. 697. Platinchlorür, $PtCl$, dargestellt durch Behandlung der Platinchloridlösung mit schwefligsaurem Gas ($PtCl^2$, $\ddot{S}$ und $\dot{H}$ = $PtCl$, $\ddot{S}$ und HCl), ist ein grünlichgraues, in Wasser unlösliches Pulver, welches beim Erhitzen sein Chlor verliert. Mit Ammoniak liefert es eine grüne krystallinische Verbindung, aus welcher man auf verschiedenen Wegen drei durch ihre stark basischen Eigenschaften bemerkenswerthe Körper $PtClN^2H^6O$, PtN^2H^6O und $PtNH^3O$ darstellen kann.

Platinchlorid, $PtCl^2$.

§. 698. Platinchlorid, $PtCl^2$, bildet sich beim Auflösen des Platins in Königswasser. Die Lösung ist braungelb, die trockne unkrystallisirbare Salzmasse schwarzbraun. Es löst sich leicht in Wasser und Alkohol und diese Lösung wird als Reagens für Kali- und Ammoniak-Verbindungen benutzt. Mit Chlorkalium und Chlorammonium bildet es nämlich gelbe krystallinische Doppelverbindungen, $KCl + PtCl^2$ und $NH^3HCl + PtCl^2$, die in Wasser sehr schwer,

in wasserfreiem Alkohol unlöslich sind. Mit Chlornatrium bildet es eine leicht lösliche, krystallisirbare Verbindung $NaCl + PtCl^2 + 6\dot{H}$.

Schwefelplatin, PtS. §. 699. Einfach-Schwefelplatin, PtS, durch Zusammenschmelzen von Platinsalmiak mit Schwefel dargestellt, ist eine graue Masse, durch Fällen des Platinchlorürs mit Schwefelwasserstoff erhalten, ein schwarzes Pulver.

PtS^2. §. 700. Zweifach-Schwefelplatin, PtS^2, fällt als brauner Niederschlag, wenn in Natrium-Platinchloridlösung Schwefelwasserstoff geleitet wird. Es bildet mit Schwefelalkalien lösliche Salze.

Kieselplatin. §. 701. Kieselplatin entsteht, wenn ein mit Kohle gemengtes kieselsaures Salz mit Platin geglüht wird. Es ist eine schmelzbare, spröde Legirung, die leicht entstehen kann, wenn Pflanzen in Platingefäfsen verbrannt werden, oder wenn Platingefäfse häufig in Kohlen erhitzt werden.

Legirungen des Platins. §. 702. Legirungen bildet das Platin fast mit allen Metallen und dieselben sind meist leichter schmelzbar als Platin. Sie entstehen durch Zusammenschmelzen der Metalle mit dem Platin oder durch Erhitzen der Metallsalze mit Kohle oder andern reducirend wirkenden Substanzen in Platintiegeln.

§. 703. Die nun folgenden fünf im Platinerze mit enthaltenen Metalle, von denen sich aber auch einige in andern Verbindungen finden, sind in Bezug auf ihre physikalischen Eigenschaften, Farbe, Glanz und Schmelzbarkeit, dem Platin mehr oder weniger ähnlich, kommen jedoch in viel geringern Mengen vor und haben daher bis jetzt keine technische Anwendung.

32. Palladium (Pd = 665,5).

Eigenschaften. §. 704. Dieses Metall ist dem Platin am ähnlichsten. Es kann geschmiedet und zu Drähten ausgezogen werden, hat ein spec. Gewicht von 11,8, läuft beim schwachen Erhitzen an der Luft blau an, das dabei gebildete Oxyd reducirt sich aber bei stärkerem Glühen. Es löst sich in Salpeter-

säure und Königswasser leicht und hat zwei Oxydationsstufen: ein Oxydul $\dot{Pd}$ und ein Oxyd $\ddot{Pd}$. Man erkennt es am leichtesten daran, dafs in der neutralen Auflösung der Oxydulsalze durch Jodkalium selbst in der sehr verdünnten Lösung (die nur $\frac{1}{400000}$ Jod enthält) ein braunrother Niederschlag (Palladiumjodür) und durch Quecksilbercyanid ein gelber (Palladiumcyanür) entsteht. — In manchen Goldarten aus Brasilien findet sich gegen 10 p. C., im Platinerze zwischen $\frac{1}{3}$ und 1 p. C. Palladium. Vorkommen.

33. Rhodium (R = 652,0).

§. 705. Rhodium ist nicht schmiedbar, unschmelzbar, hat ein spec. Gewicht von 11, für sich in keiner Säure löslich, als feines Pulver bei Luftzutritt geglüht oxydirt es sich. Von zwei Oxydationsstufen desselben ist nur das Oxydhydrat, $\dddot{\overline{R}}\dot{H}$, als graugrünes Pulver im isolirten Zustande bekannt. Es findet sich hauptsächlich im Columbischen Platinerz, welches davon gegen 3 p. C. enthält. Eigenschaften. Vorkommen.

34. Ruthenium (Ru = 651,0).

§. 706. Dasselbe ist erst neuerlich in den Rückständen von der Behandlung des Uralschen Platinerzes mit Königswasser entdeckt worden. Im Osmium-Iridium ist davon zwischen 3 und 6 p. C. enthalten, im Platinerz nur 1—1½ p. C. Das Metall ist spröde, unschmelzbar, unlöslich in Säuren, oxydirt sich beim Glühen an der Luft. Man kennt von ihm ein Oxydul $\dot{Ru}$, ein Sesquioxydul $\dddot{\overline{Ru}}$, ein Oxyd $\ddot{Ru}$ und eine Säure $\dddot{Ru}$. Vorkommen. Eigenschaften.

35. Iridium (Ir = 1232,0).

§. 707. Dieses Metall findet sich, sowohl mit Platin als mit Osmium in Verbindung, krystallisirt. Es ist spröde, schmilzt nur im Knallgasgebläse, hat ein spec. Gewicht von 15,7, ist für sich in keiner Säure löslich, wird nur von Chlor und schmelzendem Salpeter angegriffen. Die drei Oxydationsstufen desselben sind das Sesquioxydul $\dddot{\overline{Ir}}$, das Oxyd Vorkommen. Eigenschaften.

Anwendung. $\ddot{\mathrm{Ir}}$ und die Säure $\dddot{\mathrm{Ir}}$. Man wendet das Metall in der Porzellanmalerei zur Herstellung einer schönen schwarzen Farbe an.

36. Osmium ($Os = 1242{,}6$).

Vorkommen. §. 708. Es findet sich am häufigsten, mit Iridium in verschiedenen Atomenverhältnissen verbunden, in der Gestalt kleiner glänzender Körner, die oft dem Platinerz, nicht selten auch dem gediegenen Golde beigemengt sind. Eigenschaften. Das Osmium ist unschmelzbar, in dünnen Blättchen bläulich weifs und biegsam; sonst spröde. Es hat ein spec. Gewicht $= 10$, oxydirt sich beim Glühen an der Luft zu einer flüchtigen Säure, die leicht durch Wasserstoff und Quecksilber reducirbar ist. Es hat 5 Oxydationsstufen: Oxydul $\dot{\mathrm{Os}}$, Sesquioxydul $\dddot{\not{\mathrm{O}}\mathrm{s}}$, Oxyd $\ddot{\mathrm{Os}}$, osmige Säure $\dddot{\mathrm{Os}}$ und Osmiumsäure $\ddddot{\mathrm{Os}}$, welche letztere im gasförmigen Zustande heftig auf die Geruchs- und Athmungs-Organe einwirkt.

37. Chrom ($Cr = 328{,}6$) Chromium.

Vorkommen. §. 709. Das Chrom kommt nicht gediegen vor, als Oxyd ist es im *Chromeisenstein* (§. 716.), als Säure im ***Rothbleierz*** (§. 719.) enthalten.

Darstellung. §. 710. Reines Chromoxyd wird, mit Kohle gemengt, einer starken Weifsglühhitze ausgesetzt.

Eigenschaften. §. 711. Es ist ein stahlgraues sprödes Metall, sehr schwer schmelzbar, spec. Gewicht 5,9, unveränderlich an der Luft und in Säuren, in Königswasser ein wenig, in Fluorwasserstoffsäure vollkommen löslich. Hat drei Oxydationsstufen, von denen das Oxydul noch nicht isolirt, aber in Verbindung mit dem Oxyd ($\dot{\mathrm{Cr}}\dddot{\not{\mathrm{C}}\mathrm{r}} + \dot{\mathrm{H}}$) und mit Essigsäure ($\dot{\mathrm{Cr}}\overline{\mathrm{A}} + \dot{\mathrm{H}}$) dargestellt ist.

Chromoxyd, $\dddot{\not{\mathrm{C}}\mathrm{r}}$. §. 712. Chromoxyd, $\dddot{\not{\mathrm{C}}\mathrm{r}}$, erhält man durch Glühen von zweifach chromsaurem Kali mit Salmiak und Pottasche ($\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{Cr}}^2$, NH^3HCl und $\dot{\mathrm{K}}\ddot{\mathrm{C}} = KCl$, N, $4\dot{\mathrm{H}}$, $\ddot{\mathrm{C}}$ und $\dddot{\not{\mathrm{C}}\mathrm{r}}$) und Auslaugen der geglühten Masse als ein grünes Pulver, oder, wenn die Dämpfe von Chromsuperchlorid (s. u. §. 722.) durch ein glühendes Rohr geleitet werden, in schwarzgrünen Kry-

stallen. Das grüne Pulver ist unschmelzbar, schwer in Säuren löslich und wird häufig zur Mittheilung einer grünen sehr beständigen Farbe in Glasflüsse eingeschmolzen. Die Krystalle sind sehr hart (wie Korund) und in Säuren unlöslich. Es ist nur eine schwache Basis.

Hydrat, $\overline{\mathrm{Cr}}\dot{\mathrm{H}}^6$.

Mit Wasser verbunden, $\overline{\mathrm{Cr}}\dot{\mathrm{H}}^6$, scheidet sich das Chromoxyd als graugrünes Pulver aus, wenn die Lösungen der Chromoxydsalze mit Ammoniak gefällt werden. Es ist in Kali völlig, in Ammoniak etwas löslich.

Chromsäure, $\dddot{\mathrm{Cr}}$.

§. 713. Chromsäure, $\dddot{\mathrm{Cr}}$, scheidet sich beim Zusatz von $1\frac{1}{2}$ Volum Schwefelsäure ($\dot{\mathrm{H}}\dddot{\mathrm{S}}$) zu 1 Vol. einer concentrirten Lösung von zweifach chromsaurem Kali als dunkelrothes krystallinisches Pulver aus. Sie zieht schnell Wasser aus der Luft an und löst sich darin mit brauner Farbe auf. Beim schwachen Erhitzen giebt sie einen Theil Sauerstoff ab und ändert sich zuerst in chromsaures Chromoxyd $\overline{\mathrm{Cr}}\dddot{\mathrm{Cr}}^3$ um, bei stärkerm Erhitzen geht sie in Chromoxyd über. In Ammoniakgas oder Alkoholdampf geglüht, reducirt sie sich ebenfalls zu Oxyd.

$\overline{\mathrm{Cr}}\dddot{\mathrm{Cr}}^3$.

Die Salze des Chromoxyds,

§. 714. Die Chromoxydsalze sind violett oder grün gefärbt, und lösen sich mit violetter, oder mit grüner Farbe in Wasser auf. Erstere findet sich namentlich in den Lösungen der pflanzensauren Salze und geht mit Ausnahme des oxalsauren beim Erhitzen bis 80° in Grün über. Durch Alkalien und Schwefelwasserstoff-Ammoniak entsteht in den Lösungen der Chromoxydsalze ein graugrüner (Oxydhydrat), durch Schwefelwasserstoff kein Niederschlag.

der Chromsäure.

Die chromsauren Salze sind alle mehr oder weniger schön gefärbt*), gelb, roth, braun, purpurroth. Die Salze der Alkalien sind löslich, die der andern Metalloxyde gröfstentheils unlöslich. Ihre Lösungen werden durch Schwefelwasserstoff unter Abscheidung von Schwefel grün gefärbt

*) Defshalb hat das Radical dieser Säure den Namen Chrom (von χρῶμα Farbe) bekommen.

($2\dddot{Cr}$ und $3HS = \dddot{\overline{Cr}}$, $3\dot{H}$ und $3S$), durch Bleioxydsalze gelb und durch Quecksilberoxydulsalze ziegelroth gefällt.

Schwefelsaures Chromoxyd.

§. 715. Schwefelsaures Chromoxyd kann nur schwierig in violetten Krystallen, $\dddot{\overline{Cr}}\dddot{S}^3 + 15\dot{H}$, erhalten werden. Es verbindet sich leicht mit den schwefelsauren Alkalien zu Doppelsalzen von derselben Krystallform wie die Alaune und diese Verbindungen nennt man Chromalaune. Der Kali-Chromalaun, $\dot{K}\dddot{S} + \dddot{\overline{Cr}}\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$, bildet glänzende luftbeständige Octaëder, die mit rubinrother Farbe durchsichtig sind, die Natron- und Ammoniakverbindung, $\dot{Na}\dddot{S} + \dddot{\overline{Cr}}\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$ und $NH^3\dot{H}\dddot{S} + \dddot{\overline{Cr}}\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$, verwittern. Man erhält diese Alaune am leichtesten, wenn die entsprechenden chromsauren Alkalien in concentrirter Lösung zuerst mit Schwefelsäure ($\dot{H}\dddot{S}$) und nach und nach in kleinen Portionen mit Alkohol vermischt werden.

Chromalaune.

Chromeisenstein.

§. 716. Eisenoxydul-Chromoxyd, $\dot{Fe}\dddot{\overline{Cr}}$, findet sich in der Natur theils in Octaëdern krystallisirt, theils in dichten schwarzen Massen (*Chromeisenstein*) und wird als hauptsächliches Material zur Darstellung der Chromverbindungen benutzt. In Nordamerika, am Ural, auf den shetländischen Inseln Fetlar und Unst, in Norwegen bei Röraas, in Schlesien und Frankreich kommt Chromeisenstein in gröſsern Mengen vor und zwar meistentheils im Serpentin oder andern talkhaltigen Gebirgen. Er ist selten ganz rein von fremden Beimengungen.

Chromsaures Kali, $\dot{K}\dddot{Cr}$.

§. 717. Neutrales chromsaures Kali, $\dot{K}\dddot{Cr}$, ist ein in groſsen gelben Prismen krystallisirendes leichtlösliches Salz, welches durch Absättigung des zweifach chromsauren Kali's mit kohlensaurem Kali dargestellt wird. Es wird theils für sich als Färbungsmittel, theils zur Darstellung anderer chromsaurer Salze angewendet.

Zweifach-chromsaures Kali, $\dot{K}\dddot{Cr}^2$.

§. 718. Saures chromsaures Kali ist dasjenige Chrompräparat, welches in der Regel aus dem Chromeisenstein dargestellt wird. Die Bereitung desselben in Norwegen (bei Drontheim) ist folgende: das gepochte, geschlämmte und mit Kalk (gleiche Theile) fein gemahlene Chromerz

wird, mit $\frac{1}{2}$ Th. schwefelsaurem Kali und $\frac{1}{2}$ Th. Pottasche vermischt, in Flammenöfen unter Umrühren geschmolzen, die geschmolzene Masse mit siedendem Wasser ausgezogen, die wässerige Lösung, nachdem sie mit Schwefelsäure versetzt ist, in hölzernen Gefäfsen der Krystallisation überlassen und das ausgeschiedene Salz noch einmal in Wasser gelöst und umkrystallisirt. Das Chromoxyd des Chromeisensteins oxydirt sich auf Kosten der Luft zu Säure und diese verbindet sich mit dem Kali der Pottasche. Das chromsaure Kali bildet dunkel gelbrothe, in 10 Th. kalten Wassers lösliche Krystalle, welche beim Erhitzen schmelzen. Werden Papier oder ähnliche organische Stoffe mit einer Lösung davon getränkt, so glimmen sie, mit einem Funken berührt, wie Zunder.

Fabrikmässige Darstellung desselben.

Eigenschaften.

§. 719. Chromsaures Bleioxyd findet sich als krystallisirtes rothes Mineral, ***Rothbleierz***, welches zerrieben eine gelbe Farbe besitzt. Durch Zusatz einer Lösung von neutralem chromsauren Kali zu Bleizuckerlösung erhält man es als gelbes Pulver, welches eine sehr beliebte Malerfarbe (*Chromgelb*) ist und nicht selten mit Gyps, Schwerspath, Bleivitriol und Thon vermischt wird (*Cöllner Gelb*). Es ist unlöslich in Wasser, leicht und luftbeständig und findet bei der Analyse organischer Körper als Sauerstofflieferer Anwendung.

Chromsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{Cr}$.

Chromgelb.

Ein basisches Salz, $\dot{Pb}^2\dddot{Cr}$, von schön zinnoberrother Farbe (*Chromroth*) bereitet man durch Eintragen von 1 Th. des neutralen Salzes in 5 Th. schmelzenden Salpeters und Ausziehen der Masse mit Wasser.

Chromroth.

§. 720. Chromchlorür, CrCl, durch Behandlung von Chromchlorid mit Wasserstoffgas erhalten, ist ein weifses Salz von geringer Beständigkeit.

Chromchlorür, CrCl.

§. 721. Chromchlorid, $\text{Cr}Cl^3$, kann man in violetten Krystallschuppen darstellen, wenn Chromoxyd, mit Kohle gemengt, in einem Chlorstrom geglüht wird. Es ist fast unlöslich in Wasser, concentrirter Schwefelsäure und Königswasser, löst sich aber leicht in Wasser, wenn eine sehr ge-

Chromchlorid.

ringe Menge Chromchlorür, Zinn-, Eisen- oder Kupferchlorür zugesetzt wird. Die wässerige Lösung hat eine grüne Farbe.

Chromsuperchlorid. §. 722. Chromsuperchlorid enthält die Lösung der Chromsäure in kalter Salzsäure. Mit Chromsäure verbunden, $CrCl^3 + 2\ddot{Cr}$, stellt es eine dunkelrothe sehr flüchtige Flüssigkeit dar, die sich durch Alkohol entzündet und durch Destillation eines Gemisches von Kochsalz, chromsaurem Kali und rauchender Schwefelsäure gewonnen wird.

Schwefelchrom, $\text{Ꞓr}S^3$. §. 723. Schwefelchrom, $\text{Ꞓr}S^3$, entsteht, wenn über glühendes Chromoxyd Schwefelkohlenstoffdampf geleitet wird.

38. Quecksilber (Hg = 1250) Hydrargyrum.

Vorkommen. §. 724. Es findet sich am häufigsten in Verbindung mit Schwefel (als Zinnober), seltener gediegen in Tropfen am Gestein klebend, am seltensten als Silberamalgam, als Chlormetall (Chlorür) und in Verbindung mit Selenzink.

Darstellung des Quecksilbers §. 725. Der Zinnober, das hauptsächlichste Erz für die Gewinnung des Quecksilbers im Grofsen, kann auf zweierlei Weise zerlegt werden, entweder durch blofses Erhitzen bei Zutritt der Luft, wodurch der Schwefel zu schwefliger Säure sich oxydirt und metallisches Quecksilber flüchtig wird (HgS und $2\,O = Hg$ und $\ddot{S}$), oder durch Erhitzen des Zinnobers im Gemenge mit Kalkerde, wodurch schwefelsaure Kalkerde und Schwefelcalcium sich bilden, während Quecksilber frei wird ($4\,HgS$ und $4\,\dot{C}a = 4\,Hg$, $3\,CaS$ und $\dot{C}a\dddot{S}$). Erstere

in Idria, Methode wird in Idria (Illyrien) und in Almaden (Spanien) angewendet, letztere Methode in der Nähe von Zweibrücken (Rheinbaiern). In Idria bedient man sich eines Ofens, in dessen Gewölbe das Quecksilbererz unter Luftzutritt erhitzt und das flüchtige Quecksilber durch einen Canal in eine Reihe hinter einander befindlicher Verdichtungskammern ge-

in Rheinbaiern. leitet wird. In Rheinbaiern erhitzt man das Gemenge von Zinnober und Kalk in gufseisernen Retorten und fängt in einer irdenen Vorlage das Quecksilber unter Wasser auf. Das durch Zwillichbeutel filtrirte Metall wird in stabeisernen Flaschen (aus Idria) oder in sämisch gegerbten Hammelfellen

(aus Spanien) oder in starken Bambusröhren (aus Ostindien) in den Handel gebracht. Es ist meistens noch mit fremden Metallen z. B. mit Blei, Zink, Wismuth u. a. verunreinigt und mufs davon befreit werden. Am bequemsten, aber nicht vollkommen, geschieht dies durch Schütteln des Metalls mit einer geringen Menge Salpetersäure oder aufgelösten Quecksilberchlorids. Am reinsten erhält man das Quecksilber durch Destillation reinen Zinnobers mit Kalkerde, oder wenn das durch Oxydation mit Salpetersäure dargestellte Quecksilberoxyd in Destillationsgefäfsen geglüht und das überdestillirte Quecksilber mit Salzsäure gekocht wird.

Darstellung chemisch reinen Quecksilbers.

Eigenschaften.

§. 726. Das Quecksilber ist ein bei gewöhnlicher Temperatur flüssiges Metall von starkem silberähnlichem Glanz und 13,557 spec. Gewicht bei $+ 17^0$. Bei $- 40^0$ wird es fest und kann in Octaëdern krystallisirt erhalten werden; es ist im festen Zustande eine zinnweifse, etwas geschmeidige Masse. Bei 0^0 verdunstet es noch nicht, bei $+ 20$ bis 25^0 merkbar, bei $+ 360^0$ siedet es, sein Gas ist farblos und hat ein spec. Gewicht von 6,978. Auch mit Wasserdämpfen kann es sich schon bei $+ 60$ bis 80^0 verflüchtigen. Vom Erstarrungs- bis zum Siedepunkt dehnt sich das Quecksilber gleichmäfsig aus und zwar für jeden Grad Cels. um $\frac{1}{5550}$ seines Volums bei 0^0. Reines Quecksilber fliefst in runden Tropfen und benetzt nicht Körper, mit denen es sich nicht verbindet. Unreines Quecksilber, namentlich wenn es andere Metalle enthält, benetzt seine Unterlage, auf der es ausgegossen ist, und bildet träg fliefsende, längliche Tropfen. Durch starkes und anhaltendes Schütteln mit Wasser oder concentrirter Essigsäure oder durch Zusammenreiben mit Fett (wie in der grauen Quecksilbersalbe) vertheilt es sich in ein feines graues Pulver (metallisches Quecksilber). — Quecksilberdämpfe sind, wie mehre chemische Verbindungen desselben, sehr schädlich für den thierischen Körper und verursachen Speichelflufs, nach längerer Einwirkung Zittern der Glieder, und selbst den Tod. An der Luft behält es seinen metallischen Glanz, wenn es frei von fremden metallischen

Beimengungen ist, sonst überzieht es sich mit einer grauen Haut. Bis nahe zu 360° erhitzt, verbindet es sich mit Sauerstoff zu Oxyd. Von verdünnter Schwefelsäure und von kochender Salzsäure wird es nicht angegriffen, in Salpetersäure oxydirt es sich aber schon bei gewöhnlicher Temperatur. Es bildet zwei basische Oxyde, deren Sauerstoff bei derselben Menge Metall sich zu einander verhält wie 1 : 2.

Quecksilberoxydul, $\dot{\overline{Hg}}$.

§. 727. Quecksilberoxydul, durch Fällung einer Auflösung von salpetersaurem Quecksilberoxydul mit Kali dargestellt, ist ein schwarzes Pulver, welches sich am Licht und bei + 100° in Metall und Oxyd zerlegt.

Quecksilberoxyd, $\dot{Hg}$.

§. 728. Quecksilberoxyd kann dargestellt werden durch Erhitzen von Quecksilber bis nahe 360°, oder durch mäfsiges Glühen des salpetersauren Oxyds, oder durch Fällen eines Oxydsalzes mit Kalilösung. Im ersten Falle ist es ein dunkelrothes krystallinisches, im zweiten ein gelbrothes, im dritten ein anfangs gelbes Pulver, welches mitunter bald roth wird. Auf jede dieser Weisen dargestellt ist es wasserfreies Oxyd. Es ist ein wenig in Wasser löslich, wird beim Erhitzen dunkel, fast schwarz, und zerlegt sich über 360° in seine Bestandtheile (s. o. §. 14.)

Quecksilberoxyd-Ammoniak.

Quecksilberamidoxyd.

§. 729. Das Quecksilberoxyd verbindet sich mit Ammoniak zu einem gelblich weifsen Pulver, $\dot{Hg}^4 NH^3 + 2\dot{H}$, welches beim Erhitzen bis 130° 3 Atome Wasser verliert und in eine sehr bemerkenswerthe Basis, $\dot{Hg}^3 + Hg NH^2$, sich verwandelt, die mit mehren Säuren krystallisirbare Salze liefert.

Salze des Quecksilbers.

§. 730. Die Salze des Quecksilbers sind meist farblos, sie werden in Lösungen durch Zusätze von Zinnchlorür, phosphoriger und schwefliger Säure, Kupfer und mehren andern Metallen zerlegt, indem sich metallisches Quecksilber ausscheidet. In trockner Gestalt mit kohlensauren Alkalien gemengt und geglüht, geben sie Quecksilber ab. Sie schmekken sehr metallisch und sind starke Gifte. — In den Oxydulsalzen verursacht Kali einen schwarzgrauen (Oxydul), Chlorwasserstoff einen weifsen (Chlorür), Schwefelwasserstoff sogleich einen schwarzen (Halb-Schwefelquecksilber) und

Ammoniak ebenfalls einen schwarzen Niederschlag (basisches ammoniakhaltiges Salz). Die Oxydsalze werden durch Kali gelbroth (Oxyd), durch wenig Schwefelwasserstoff weifs (schwefelbasisches Salz), durch Ueberschufs desselben schwarz (Schwefelmetall), durch Ammoniak weifs (basisches ammoniakhaltiges Salz) gefällt.

Salpetersaures Quecksilberoxydul.

§. 731. Salpetersaures Quecksilberoxydul bildet sich, wenn in Salpetersäure ein Ueberschufs von Quecksilber gegossen wird. Die farblosen Krystalle, $\dot{\bar{Hg}}\overset{..}{\ddot{N}} + 2\dot{H}$, lösen sich in wenig Wasser auf, durch viel Wasser zersetzen sie sich in ein unlösliches basisches Salz. Durch Zusatz von wenig Ammoniak zu einer sehr verdünnten Lösung des Salzes entsteht ein sammetschwarzer Niederschlag, der aus $3\dot{\bar{Hg}}$, NH^3 und $\overset{..}{\ddot{N}}$ besteht.

Essigsaures, Oxalsaures Oxydul.

§. 732. Essigsaures Quecksilberoxydul ist farblos, sehr wenig in Wasser löslich; oxalsaures ein in Wasser unlösliches Pulver, detonirt beim Erhitzen. Es bilden sich diese Salze beim Zusatz von Essigsäure oder Oxalsäure zu einer Lösung von salpetersaurem Oxydul.

Salpetersaures Quecksilberoxyd.

§. 733. Salpetersaures Quecksilberoxyd. Das neutrale Salz, $2.\dot{Hg}\overset{..}{\ddot{N}} + \dot{H}$, bildet sich, wenn Quecksilberoxyd in überschüssiger Salpetersäure gelöst und die Lösung zuletzt über Schwefelsäure langsam verdampft wird. Ein basisches Salz, $\dot{Hg}^2\overset{..}{\ddot{N}} + \dot{H}$, entsteht, wenn in heifser Salpetersäure so viel Quecksilberoxyd, als sie auflösen kann, gelöst wird. Beide werden durch Wasser anfangs in ein basisches Salz, $\dot{Hg}^3\overset{..}{\ddot{N}} + \dot{H}$, zuletzt in Quecksilberoxyd zersetzt.

Ammoniak fällt aus der Lösung des salpetersauren Quecksilberoxyds ein weifses Pulver, $3\dot{Hg} + NH^3 + \overset{..}{\ddot{N}}$, welches von Schwefel- und Salpetersäure nicht verändert, von Chlorwasserstoff aber zerlegt wird.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd.

§. 734. Schwefelsaures Quecksilberoxyd, erhalten durch Kochen von Schwefelsäure mit Quecksilber, ist ein weifses schwerlösliches krystallinisches Salz, welches durch Wasser in ein basisches unlösliches von gelber Farbe

(Turpethum minerale) zersetzt wird, während das unzersetzte neutrale Salz in der freien Schwefelsäure sich auflöst.

Knallsaures Quecksilberoxyd, $\dot{H}g\,pCy$. Knallquecksilber.

§. 735. Knallsaures Quecksilberoxyd (Howards Pulver). Um dieses Salz darzustellen, löst man 1 Th. Quecksilber in 12 Th. heifser Salpetersäure (von 1,35 spec. Gew.) auf, setzt zu der mäfsig warmen Lösung 11 Th. Alkohol (von 85—89 p. C.) und kocht das Gemisch, bis es anfängt trübe zu werden. Unter Entwickelung von Kohlensäure, Stickoxyd, Salpeteräther, Essigäther und Bildung anderer Verbindungen scheidet sich das knallsaure Quecksilberoxyd krystallinisch als mehr oder weniger graugelbliches Pulver aus, in welcher Form es zu Anfertigung der Zündhütchen verwendet wird. Unter dem Mikroskop erscheinen die Krystalle in der Gestalt einzelner verschobener Octaëder oder langer Nadeln, welche aus aneinander gereihten Octaëdern bestehen; in vielen der einzelnen Krystalle sieht man Quecksilberkügelchen eingesprengt. Man kann es in gelben seidenglänzenden, nadel- oder schuppenförmigen Krystallen erhalten, wenn man das rohe Präparat aus siedendem Wasser umkrystallisirt, wobei Quecksilber zurückbleibt. Das Salz löst sich leicht in kalter Salzsäure unter Entweichung von Blausäure, wenig in kaltem, leichter in heifsem Wasser auf; die wässerige und salzsaure Lösung geben beim Zusatz von Natron anfangs keinen, später einen grauschwarzen Niederschlag. Im trocknen Zustande zerlegt es sich unter heftiger Detonation und Entwickelung von Kohlenoxyd und Stickgas, wenn es bis + 186° erhitzt, oder auf harter Unterlage mit harten Körpern gerieben oder geschlagen wird. Mit 5 Th. Wasser befeuchtet, detonirt es noch durch einen Schlag mit Eisen auf Eisen, aber nur der getroffene Theil des Salzes zersetzt sich und zwar ohne Flamme.

Die Leichtigkeit und zu plötzliche Gasentwickelung, mit welcher das Knallquecksilber sich zersetzt, machen es unanwendbar zu Ladungen für Geschütze und Gewehre anstatt des Schiefspulvers; aber man benutzt es zur Füllung von

Kupferhütchen als Percussionspulver. Das Weitere darüber s. in der 2. Abtheil.

§. 736. Wenn das knallsaure Quecksilberoxyd mit stärkeren Basen, z. B. mit Auflösungen der Alkalien und alkalischen Erden behandelt wird, so zersetzt es sich nicht völlig, sondern es bilden sich Doppelsalze, bestehend aus einer Verbindung der Knallsäure mit dem zur Zersetzung angewendeten Oxyde und aus unzerlegtem knallsauren Quecksilberoxyd. Dasselbe geschieht bei Zusatz von Alkalien zu den Verbindungen der Knallsäure mit Zinkoxyd, Kupferoxyd, Silberoxyd und andern Oxyden der sogenannten schweren Metalle. Auch diese Doppelsalze explodiren fast mit derselben Heftigkeit und unter denselben Umständen, wie die einfachen, unter ihnen am gewaltsamsten das Doppelsalz aus knallsaurem Silberoxyd und Ammoniak.

Doppelsalze des knallsauren Quecksilberoxyds, und anderer knallsaurer Salze.

§. 737. Wegen der unvollständigen Zersetzung der einfachen Salze durch stärkere Basen und wegen der Abweichung in ihren Eigenschaften von der mit ihr isomeren Cyansäure hat man einerseits die Knallsäure als zweibasische Säure angenommen, ihr Atomgewicht also verdoppelt, so dafs die Formel der Säure $\dot{C}y = C^4N^2O^2$, die des Silber- und Quecksilber-Salzes $= \dot{A}g^2\dot{C}y$ und $\dot{H}g^2\dot{C}y$ wird; andererseits betrachtet man die Elemente der Säure $(C^4N^2O^2)$ in ihren Verbindungen so gruppirt, dafs 1 Aeq. Stickstoff mit 1 Aeq. Metall aus einem der beiden Atome des Oxyds zu einem Stickstoffmetall sich vereinigt, während der Sauerstoff dieses Oxyds mit den übrigen Bestandtheilen der Säure sich verbindet. Demnach würde die Formel des neutralen Silbersalzes $\dot{A}gC^4NO^3 + AgN$, und die des Quecksilbersalzes $\dot{H}gC^4NO^3 + HgN$ sein. Für letztere Ansicht haben noch keine Thatsachen entschieden; für die Annahme der Säure als zweibasische spricht das oben (§. 736.) erwähnte Verhalten ihrer Salze. Dafs aber die Knallsäure noch im Zusammenhang mit der Reihe der Cyanverbindungen stehe, lehrt die Zersetzung des knallsauren Kupferoxyd-Ammoniaks, welches durch Schwefelwasserstoff in Harnstoff

Ansichten über die Zusammensetzung der knallsauren Salze.

(s. o. §. 342.), Schwefelcyanwasserstoff, Wasser und Schwefelkupfer zerlegt wird: $\dot{C}u_p\dot{C}y + NH^3H_pCy$ und $3HS = C^2H^4N^2O^2$, C^2NHS^2, $2\dot{H}$ und CuS.

Quecksilberchlorür, HgCl. Calomel.

§. 738. Quecksilberchlorür wird fabrikmäfsig dargestellt, indem man schwefelsaures Quecksilberoxyd mit eben so viel Quecksilber als es enthält und mit der erforderlichen Menge Kochsalz (auf 8 Th. Quecksilber 3 Th. Kochsalz) zusammenreibt und das Gemisch der Sublimation unterwirft. Man erhält es auch durch Zusatz von Chlorwasserstoffsäure zu der Lösung eines Quecksilberoxydulsalzes oder durch Erhitzen eines Gemenges von 4 Th. Quecksilberchlorid mit 3 Th. Quecksilber ($HgCl + Hg = HgCl$). Es ist ein strahlig krystallinisches gelblichweifses Salz, unlöslich in Wasser und kalter Salzsäure, schwärzt sich am Sonnenlicht, sublimirt beim Erhitzen, ohne vorher zu schmelzen, und zerlegt sich bei mehrmals wiederholter Sublimation zum Theil in Quecksilber und Quecksilberchlorid. Mit Ammoniakgas vereinigt es sich zu einer schwarzen Verbindung, $HgCl + NH^3$, durch Ammoniakflüssigkeit wird es theilweis zersetzt, indem sich ein schwarzer Körper, Quecksilberchlorür-Amid, $HgCl + HgNH^2$, bildet. Es gehört zu den kräftigsten Heilmitteln und war schon in alten Zeiten unter dem Namen *Calomel, Mercurius dulcis, Panacea mercurialis* bekannt.

Quecksilberjodür, HgJ.

§. 739. Quecksilberjodür ist ein gelbgrünes Pulver, welches nur schwer frei von Jodid zu erhalten ist. Am Licht zersetzt es sich und wird erst dunkelgrün, dann schwarz, indem sich Quecksilber und Quecksilberjodid bilden. Dasselbe findet beim langsamen Erhitzen desselben statt, bei raschem Erhitzen aber schmilzt es und sublimirt unzersetzt.

Quecksilbercyanür.

§. 740. Quecksilbercyanür kennt man nur in Verbindung mit andern Salzen, nicht im isolirten Zustande.

Quecksilberchlorid, HgCl. Sublimat.

§. 741. Quecksilberchlorid wird in Fabriken dargestellt, indem man schwefelsaures Quecksilberoxyd, mit Kochsalz gemengt, der Sublimation unterwirft. Es ist ein weifses, am Lichte unveränderliches Salz, welches in Wasser, leichter in Alkohol und Aether löslich ist und aus der

Lösung in Krystallen erhalten werden kann, die bei ungefähr 265° schmelzen und über 295° sich verflüchtigen. Durch das Sonnenlicht und viele organische Substanzen wird die Auflösung des Quecksilberchlorids in Chlorür und Chlorwasserstoff zerlegt. Man wendet dieses Präparat, welches unter den Metallsalzen zu den stärksten Giften gehört, theils als sehr kräftiges Heilmittel *(Mercurius sublimatus corrosivus)*, theils als Schutzmittel gegen die Verwesung thierischer und pflanzlicher Substanzen und gegen die Verwüstung solcher Substanzen durch Insekten an.

§. 742. Das Quecksilberchlorid bildet mit Quecksilberoxyd in mehren Verhältnissen basische Salze, vereinigt sich mit Ammoniak und mit vielen Chlormetallen, auch mit einem Sauerstoffsalze zu Doppelsalzen. Die merkwürdigste Verbindung desselben ist die mit Quecksilberamid, gewöhnlich weifses Präcipitat *(Mercurius praecipitatus albus)* genannt. Man erhält diesen Körper, wenn in überschüssige Ammoniakflüssigkeit Quecksilberchloridlösung gegossen wird, als weifses Pulver, welches aus $HgCl + HgNH^2$ besteht, von kaltem Wasser nicht verändert, von heifsem aber zersetzt wird. Beim Erhitzen zwischen 300 und 350° zerlegt sich diese Verbindung in flüchtige Produkte und einen rothen Körper, der aus Quecksilberchlorid und Quecksilberstickstoff besteht, $2HgCl + Hg^3N$, und beim Erhitzen bis 360° in Quecksilber, Calomel und Stickstoff zerfällt.

Verbindungen des Quecksilberchlorids.

Quecksilberchloridamid, $HgCl + HgNH^2$.

Quecksilberchlorid-Quecksilberstickstoff, $2.HgCl + Hg^3N$.

§. 743. Quecksilberjodid ist ein rothes Pulver, welches sich beim Erhitzen anfangs gelb färbt, dann schmilzt und endlich sublimirt. Beim Erkalten des krystallinischen Sublimats geht die gelbe Farbe wieder in die rothe über, indem sich die Krystallform ändert. Es löst sich sehr schwer in Wasser, leichter in Alkohol, Aether und den Jodüren der Alkalien. Mit Jodwasserstoff bildet es ein saures Salz, $HgJ + HJ$, mit Quecksilberoxyd ein basisches und mit vielen andern Salzen ähnliche Doppelsalze wie das Quecksilberchlorid.

Quecksilberjodid, HgJ.

$HgJ + HJ$.

§. 744. Quecksilbercyanid bildet sich, wenn Berlinerblau (s. o. §. 533.) mit Quecksilberoxyd und Wasser

Quecksilbercyanid,

HgCy. gekocht wird. Es scheidet sich aus der concentrirten Lösung in farblosen Krystallen aus, die beim Erhitzen in Cyangas und Quecksilber zerfallen, wenig in Alkohol, leicht in Wasser löslich sind und nur durch Wasserstoffsäuren und concentrirte Schwefelsäure zersetzt werden. Die Verwandtschaft des Quecksilbers zum Cyan ist so grofs, dafs das Quecksilberoxyd alle Cyanmetalle, selbst das des Kaliums, zersetzt. Es bildet übrigens, wie die vorher angeführten Haloïdsalze, eine grofse Reihe Doppelverbindungen mit andern Salzen.

Schwefelquecksilber. §. 745. Schwefelquecksilber. Es giebt zwei Verbindungen des Schwefels mit Quecksilber. Die dem Oxydul entsprechende Schwefelungsstufe, das Halbschwefelquecksilber, HgS, ist ein schwarzes Pulver, welches sich bei der Zersetzung der Oxydulsalze mit Schwefelwasserstoff bildet. Es ist eine starke Schwefelbasis, zerlegt sich beim Erhitzen in Quecksilber und die höhere Schwefelungsstufe.

Hg. §. 746. Einfach-Schwefelquecksilber, HgS, erhält man als schwarzes Pulver, wenn ein Oxydsalz des Quecksilbers mit Schwefelwasserstoff im Ueberschufs behandelt wird, oder durch Zusammenreiben von 6 Th. Quecksilber mit 1 Th. Schwefel. Man kann das schwarze Pulver dadurch, dafs man es der Sublimation unterwirft oder mit Fünffach-Schwefelkalium bis fast zur Trockne eindampft, in einen rothen Körper umwandeln, den Zinnober. Wenn aber der durch Erwärmen mit Schwefelkalium erhaltene Zinnober sublimirt wird, so wandelt er sich wieder in schwarzes Schwefelmetall um, welches, selbst zerrieben und von neuem sublimirt, seine schwarze Farbe behält.

Zinnober.

Obwohl der Zinnober unter den Quecksilbererzen am reichlichsten sich findet, so ist doch sein Verbrauch als rothe Malerfarbe gröfser, als die Gewinnung aus dem Erze und man stellt daher den meisten Zinnober künstlich dar, besonders da dieser künstlich dargestellte eine gröfsere Schönheit der Farbe besitzt, als der natürliche. Auf trocknem Wege bereitet man ihn durch inniges Mengen von (42 Th.) Quecksilber mit (8 Th.)

Darstellung des Zinnobers auf trocknem,

Schwefel in Fässern, die sich um ihre Axe drehen und durch Erhitzen dieses Gemenges in eisernen Sublimirgefäfsen. Auf nassem Wege gelingt seine Darstellung am besten, wenn man in Kolben (300 Th.) Quecksilber, (114 Th.) Schwefel, (75 Th.) Kali und (400 Th.) Wasser eine Zeitlang unter 50° digerirt. Der durch Sublimation erhaltene Zinnober ist eine krystallinisch faserige Masse, welche für den Verkauf unter Mühlsteinen fein gerieben wird. Er hat verschiedene Schattirungen von Roth je nach der Bereitung, ist unlöslich in Säuren und Alkalien, zersetzt sich durch Königswasser in Schwefel und Quecksilberchlorid und beim Erhitzen unter Zutritt der Luft in schweflige Säure und Quecksilber. Unter Luftabschlufs erhitzt, verflüchtigt er sich unzersetzt und ohne vorher zu schmelzen. Das auf nassem Wege erzeugte Einfach-Schwefelquecksilber hat schwach die Eigenschaften eines Sulphids, denn es verbindet sich mit Schwefelkalium. auf nassem Wege.

§. 747. Quecksilberstickstoff bildet sich, wenn Quecksilberoxyd mit trocknem Ammoniakgas gesättigt und hierauf in fortdauerndem Gasstrom bei 140° so lange erwärmt wird, als sich noch Wasser bildet ($3\dot{H}g$ und $NH^3 = 3\dot{H}$ und Hg^3N). Es ist ein schwarzbraunes Pulver, welches durch einen Hammerschlag, Erwärmen über 100° oder Berührung mit concentrirter Schwefelsäure unter Feuererscheinung und heftiger Explosion sich zerlegt. Quecksilberstickstoff, Hg^3N.

§. 748. Die Amalgame lassen sich meistens durch directes Zusammenbringen der Metalle mit dem Quecksilber darstellen, selten, wie z. B. beim Mangan, Eisen, Nickel und Kobalt, mufs man einen Umweg zur Erzeugung der Legirung einschlagen. Fast mit allen Metallen verbindet sich das Quecksilber, die entstandene Verbindung löst sich in einem Ueberschufs von Quecksilber auf und läfst sich von diesem trennen, wenn man den Quecksilberüberschufs durch sämisches Leder abprefst. Die Amalgame sind bei gewöhnlicher Temperatur fest, meistentheils leicht schmelzbar, bisweilen krystallisiren sie. Kein Amalgam ist geschmeidig und dehnbar und die sonst weichen und hämmerbaren Metalle Amalgame.

verlieren durch Verbindung mit Quecksilber diese Eigenschaften ganz oder zum Theil.

Kalium und Natrium verbinden sich unter starker Wärmeentwickelung mit dem Quecksilber zu spröden und krystallinischen Legirungen, die sich an der Luft nach und nach oxydiren. Die Verbindung mit dem hypothetischen Ammonium ist weich und sehr unbeständig, die mit den Radicalen der Erden noch wenig studirt.

Zink, Cadmium, Zinn, Blei, Wismuth, Gold und Silber liefern krystallisirbare Amalgame. Aus 1 Th. Zink, 1 Th. Zinn und 2—3 Th. Quecksilber besteht das *Kienmayrsche* Amalgam. Zinnamalgam benutzt man zum Belegen des Spiegelglases. Ein Silberamalgam kommt als krystallisirtes Mineral vor und kann auch künstlich dargestellt werden, $AgHg^2$, andere finden sich in andern Verhältnissen, z. B. Ag^6Hg *(Arquerit)*. Anwendung fanden Silber- und Goldamalgame bisher zur Feuer-Versilberung oder Vergoldung.

Anwendung des Quecksilbers und seiner Verbindungen.

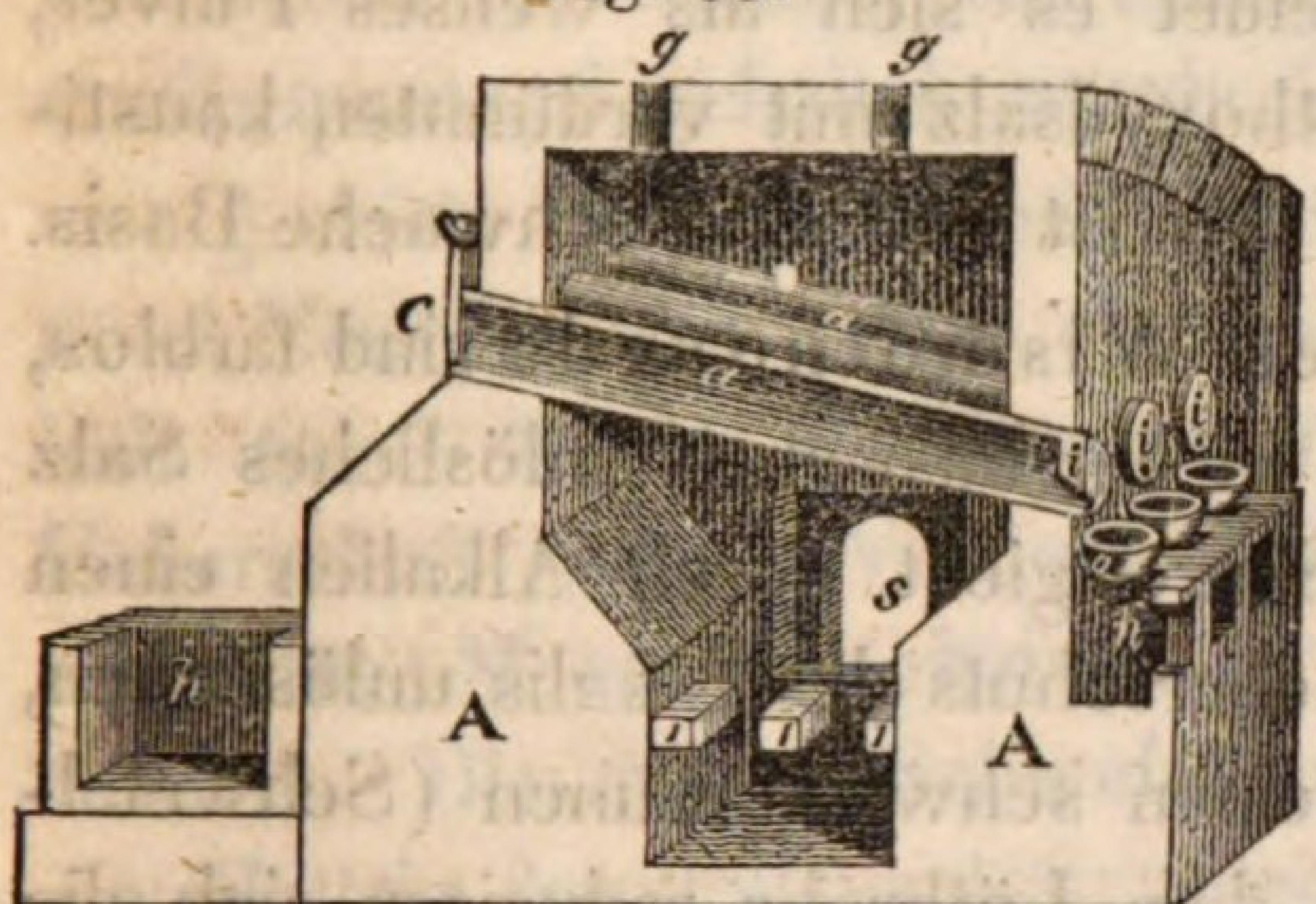
§. 749. Das Quecksilber und seine Verbindungen finden in Künsten, Gewerben und in der Heilkunde vielfache Anwendung. Das metallische Quecksilber benutzt man zur Gewinnung von Gold und Silber aus ihren Erzen, zur Anfertigung physikalischer Instrumente und bei Versuchen in chemischen Laboratorien. Unter den Verbindungen desselben werden namentlich die Oxyde, die beiden Chlor- und Jod-Verbindungen als starke Heilmittel, andere Salze, wie das salpetersaure Oxydul, das knallsaure Oxyd technisch viel angewendet. Die längere Einwirkung des Quecksilbers und seiner Verbindungen auf den menschlichen Körper erzeugt bösartige und selbst tödtliche Krankheiten und es ist daher für Leute, welche in ihrer Kunst oder in ihrem Gewerbe mit Quecksilber und dessen Präparaten viel zu schaffen haben, durchaus nothwendig, sich gegen die zu häufige unmittelbare Berührung, namentlich gegen das Einathmen der Dämpfe des Metalls und der Chlorverbindungen zu schützen.

39. Wismuth ($Bi = 1330{,}4$) Bismuthum.

§. 750. Es kommt meistens gediegen vor und zwar in langen Streifen den Speiſskobalt durchziehend (gestricktes Kobalt), aber überhaupt seltener. Auſserdem findet es sich nicht häufig als Schwefelverbindung. Vorkommen.

§. 751. Durch mäſsiges Erhitzen des Erzes, welches das Wismuth gediegen enthält, in guſseisernen geneigt liegenden Röhren *a* schmilzt das Metall und flieſst aus den Oeffnungen im Eisenblech *i* in darunter gestellte Schaalen *o*, die man durch glühende in *k* befindliche Kohlen erwärmt. Diese Gewinnungsweise heiſst das Saigern (Aus- oder Absaigern). Auch aus der Kobaltspeise (s. o. §. 559.), von der man mehre Portionen mit dem darunter befindlichen Wismuth zusammenschmilzt, gewinnt man durch Saigern auf Eisenplatten Wismuth. Die Verunreinigungen des Wismuths, welche meist aus Blei, Arsenik und Schwefelwismuth bestehen, entfernt man durch Schmelzen des Metalls mit etwas Salpeter, wobei sich zuerst die fremden Beimengungen oxydiren. Das reinste Wismuth erhält man durch Reduction des basisch salpetersauren Wismuthoxyds mit Kohle. Darstellung.

Fig. 53.



§. 752. Das Wismuthmetall ist von röthlich weiſser Farbe, starkem Glanz, 9,8 spec. Gewicht und spröde bis zum Pulvern. Es schmilzt bei 264°, dehnt sich beim Erstarren, wie das Eis, aus, ist bei hoher Temperatur flüchtig. Es ist leicht in Rhomboëdern krystallisirt zu erhalten, sonst hat es ein blätterig krystallinisches Gefüge. An trockner Luft beständig, an feuchter läuft es an, Wasser wird nicht von ihm zersetzt, von Salpetersäure wird es leicht oxydirt und aufgelöst. Beim Schmelzen an der Luft zeigen sich auf seiner Oberfläche anfangs die Regenbogenfarben, dann än- Eigenschaften.

dert sich das Metall in ein gelbes Pulver um. Es giebt 3 Oxydationsstufen des Wismuths, von denen die niedrigste, das Oxydul, für sich noch nicht bekannt ist.

Wismuthoxyd, $\dddot{\text{Ƀi}}$.

§. 753. Wismuthoxyd, $\dddot{\text{Ƀi}}$, erhält man durch Schmelzen des Metalls an der Luft oder durch Glühen des Oxydhydrats oder des basisch salpetersauren Salzes. Es ist ein gelbes Pulver, welches in höherer Temperatur zu einer braunrothen Masse schmilzt, beim Erkalten wieder gelb wird. Mit Wasser verbunden scheidet es sich als weißes Pulver,

Hydrat.

$\dddot{\text{Ƀi}}\dot{\text{H}}$, aus, wenn ein Wismuthoxydsalz mit verdünnten kaustischen Alkalien gefällt wird. Es ist nur eine schwache Basis.

Salze des Wismuthoxyds.

§. 754. Die Salze des Wismuthoxyds sind farblos, und werden durch Wasser in ein basisches unlösliches Salz zersetzt. Ihre Lösung in Säure giebt durch Alkalien einen weißen (Oxydhydrat), im Ueberschuß des Alkalis unlöslichen, durch Schwefelwasserstoff einen schwarzbraunen (Schwefelmetall) Niederschlag. Vor dem Löthrohr reduciren sich die Wismuthsalze leicht zu einem spröden Metallkorn, um welches sich ein gelber Beschlag (Oxyd) anlegt.

Salpetersaures Wismuthoxyd.

§. 755. Salpetersaures Wismuthoxyd erhält man durch Auflösen von Wismuth in Salpetersäure und Abdampfen der Lösung in farblosen glänzenden Krystallen, $\dddot{\text{Ƀi}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{N}}^3 + 9\,\dot{\text{H}}$, welche mit Wasser in ein feines weißes Pulver, $\dddot{\text{Ƀi}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{N}} + \dot{\text{H}}$,

Magisterium Bismuthi.

sich zerlegen. Dieses basische Salz wird als Arzneimittel und zu Schminke ***(Blanc de fard)*** angewendet.

Wismuthchlorid.

§. 756. Wismuthchlorid, $\text{Ƀi}\text{Cl}^3$, dargestellt durch Behandeln des Wismuths mit Chlor, ist eine feste Masse, die beim Erhitzen erst schmilzt und dann sich verflüchtigt. Aus der Luft zieht es Wasser an und krystallisirt, $\text{Ƀi}\text{Cl}^3 + 2\,\dot{\text{H}}$, durch viel Wasser wird es, wie das salpetersaure Salz, in ein basisches zersetzt, $\text{Ƀi}\text{Cl}^3 + 2\,\dddot{\text{Ƀi}}$, welches wegen seiner blendenden Weiße ebenfalls als Schminkmittel ***(Blanc de Perle*** oder ***d'Espagne)*** benutzt wird.

Wismuthsäure,

§. 757. Wismuthsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Ƀi}}$, ist ein braunes Pulver, welches durch Erwärmen des rothen Hydrats, $\dot{\text{H}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Ƀi}}$, unter

+ 130° erhalten wird. Man erhält durch Behandlung einer heifsen sehr concentrirten Kalilösung, in welcher Wismuthoxydhydrat suspendirt ist, mit Chlor ein rothes Salz, $\dot{K}\dddot{Bi}$ + $\dot{H}$, welchem durch Salpetersäure das Kali entzogen werden kann. Das zurückbleibende rothe Säurehydrat hat nur schwache Verwandtschaft zu den Basen und wird durch starke Säuren leicht zersetzt. Verbindungen derselben mit Wismuthoxyd giebt es in zwei Verhältnissen, $\dddot{Bi}\dddot{Bi}$ und $\dddot{Bi}\dddot{Bi}^3$, von denen die erstere, ein braunes Pulver, früher für Wismuthsuperoxyd gehalten wurde. $\dddot{Bi}$.

$\dot{H}\dddot{Bi}$.

§. 758. Mit **Schwefel** verbindet sich das Wismuth in zwei Verhältnissen. Die eine Schwefelungsstufe, BiS, erhält man durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit Ueberschufs von Wismuth in kleinen Höhlungen der erstarrten Masse in glänzenden grauen Krystallen ausgesondert. Die andere Schwefelverbindung, BiS^3, findet sich als blättrig krystallinisches, bleigraues Mineral (*Wismuthglanz*) und scheidet sich als braunschwarzes Pulver aus, wenn ein Wismuthoxydsalz mit Schwefelwasserstoff gefällt wird. Beide Schwefelverbindungen sind leicht schmelzbar und zersetzen sich mit Salpetersäure. Schwefelwismuth, Bi S. BiS^3.

§. 759. Das Wismuth findet mehrfache Anwendung, sowohl als Metall zu Legirungen, als auch in seinem Oxyd zu leicht schmelzbaren Glasflüssen in Porzellan- und Glasmalerei, und die Anwendung zweier seiner Salze ist schon oben (§§. 755 u. 756.) erwähnt. Anwendung des Wismuths.

§. 760. In den Legirungen bedient man sich des Wismuths hauptsächlich, um leicht schmelzbare und zugleich härtere Metallgemische zu bekommen. Eine Legirung von 8 Th. Wismuth, 5 Th. Blei und 3 Th. Zinn schmilzt bei 94°5, eine andere von 2 Th. Wismuth, 1 Th. Zinn und 1 Th. Blei bei 93¾°. Durch einen gröfsern Zusatz von Blei kann man Legirungen von höhern Schmelzpunkten erhalten und solche wendet man z. B. an, um Abdrücke (Abklatsche) von Holzschnitten zu machen, die in den Text von Büchern eingedruckt werden sollen. Legirungen des Wismuths.

40. Antimon ($Sb = 1613$) Stibium.

Vorkommen. §. 761. Das Antimon, auch Spiefsglanz genannt, findet sich selten gediegen, am häufigsten in Verbindung mit Schwefel als *Grauspiessglanzerz* SbS^3 und mit andern Schwefelmetallen vereinigt in Schwefelsalzen, in denen es die Rolle der Säure spielt, z. B. im *Zinkenit* ($\overset{\prime}{Pb}\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$), *Federerz* ($\overset{\prime}{Pb}{}^2\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$), *Nickelspiessglanzerz* ($\overset{\prime}{Fe}{}^3\overset{\prime\prime\prime}{Sb}{}^2$), *Bournonit* ($2.\overset{\prime}{Pb}{}^3\overset{\prime\prime\prime}{Sb} + \overset{\prime}{\not{C}u}{}^3\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$) und andern Schwefelsalzen. Bisweilen findet es sich als Oxyd, *Weissspiessglanzerz*, und als Oxysulphür, *Rothspiessglanzerz*.

Darstellung. §. 762. Am reinsten erhält man das Antimon durch Glühen des Brechweinsteins (s. §. 769.) und Schmelzen der kohlehaltigen Masse unter Zusatz von kleinen Mengen Salpeter. Das im Handel käufliche Antimon wird gewöhnlich gewonnen durch Erhitzen von Eisen (in Form von Nägeln, Eisenfeile oder zerschnittenem Stabeisen) mit 2—2½ Th. Schwefelantimon (s. §. 777.), oder durch Rösten des Schwefelantimons in Flammenöfen und Schmelzen des oxydirten Produkts mit rohem Weinstein in Tiegeln. Das auf die beiden zuletzt angeführten Methoden erhaltene Antimon ist aber stets unrein und enthält meistens Schwefel, Eisen, Kupfer und Arsenik.

Eigenschaften. §. 763. Reines Antimon ist ein silberweifs glänzendes, sprödes Metall von 6,715 spec. Gewicht und fein blättrig krystallinischem Gefüge. Es krystallisirt in Rhomboëdern, schmilzt bei 425° und verdampft bei Rothgluth. Unreines Antimon ist zinnweifs und hat ein grobblättriges Gefüge. Die kegelförmigen oder planconvexen Stücke, in denen es im Handel vorkommt, zeigen auf der ebenen Oberfläche eine sternförmige Krystallisation. Es ist luftbeständig bei gewöhnlicher Temperatur, bei Luftzutritt erhitzt verbrennt es mit weifsem Lichte zu Antimonoxyd. Von verdünnten Säuren wird es, aufser von Salpetersäure und Königswasser, nicht angegriffen, in concentrirter Salzsäure löst es sich unter Wasserstoffentwickelung, in concentrirter Schwefelsäure unter

Entwickelung von schwefliger Säure. Es hat zwei Oxydationsstufen: ein basisches Oxyd und eine Säure.

§. 764. Antimonoxyd, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{Sb}$, bildet sich, wenn fein Antimonoxyd, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{Sb}$. gepulvertes Antimon mit verdünnter Salpetersäure gekocht, und das in Salpetersäure unlösliche weiſse Pulver mit heiſsem Wasser ausgewaschen wird. Das reinste Antimonoxyd stellt man durch Fällen einer Brechweinsteinlösung (§. 769.) mit Ammoniak dar. In prismatischen Krystallen findet es sich im Mineralreich (*Weissspiessglanzerz, Antimonblüthe*) oder man erhält es als Nebenprodukt beim Ausschmelzen des Schwefelantimons aus den Erzen und beim Erhitzen des Antimons auf Kohle vor dem Löthrohr, in Octaëdern scheidet es sich aus seiner Lösung in Alkalien aus. Es ist ein weiſses oder grauweiſses Pulver, welches beim Erhitzen in bedeckten Tiegeln gelb wird, schmilzt und bei gesteigerter Temperatur sublimirt, beim Erhitzen in der Luft sich entzündet und zu antimonsaurem Antimonoxyd (s. §. 772.) verbrennt. In Berührung mit Kohle oder Wasserstoff reducirt es sich bei nicht sehr starker Hitze. In siedendem Wasser löst es sich nur sehr unbedeutend. Es ist eine schwache Salzbasis, die sich aber auch mit starken Basen verbindet und in diesen Salzen die Stelle einer Säure vertritt; daher wird dieses Oxyd auch von Einigen antimonige Säure genannt.

§. 765. Antimonsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$, ist ein blaſsgelbes, in Antimonsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$. Wasser unlösliches Pulver, welches sich bei Zersetzung des Antimonsuperchlorids (s. §. 775.) durch Wasser und mäſsiges Erhitzen des Niederschlags bildet ($SbCl^5$ und $5\dot{H} = \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$ und $5HCl$). Man stellt die Säure am bequemsten dar durch Auflösen von Antimon in Königswasser, Abdampfen der Lösung, Zusatz von concentrirter Salpetersäure zur trocknen Masse und Erhitzen derselben bis nahe zur Rothgluth. Die gelbgefärbte Säure löst sich in Alkalien erst nach längerem Kochen; bei Zusatz von Salzsäure zu einer solchen Lösung scheidet sie sich als weiſses Hydrat, $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$, aus, welches ein $\dot{H}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$. wenig in Wasser, leicht in kalten und kochenden Alkalien

und concentrirter Salzsäure sich löst und beim Glühen sein Wasser (5 p. C.) und einen Theil seines Sauerstoffs verliert (s. §. 772.).

Salze des Antimons. §. 766. Die **Salze des Antimons** sind meist farblos und werden, mit Ausnahme sehr weniger, durch Wasser zersetzt. Schwefelwasserstoff fällt aus ihnen orangerothes, in Schwefelalkalien lösliches Schwefelmetall, $\overset{'''}{Sb}$ oder $\overset{'''''}{Sb}$; Zink, Eisen und Zinn schlagen daraus Antimon in Gestalt eines schwarzen Pulvers nieder. Vor dem Löthrohr auf Kohle reducirt, verflüchtigt sich das Metall leicht, welches mit Luft in Berührung einen weifsen Rauch (Antimonoxyd) bildet. Sie sind giftig, von metallischem Geschmack und brechenerregend.

Antimonoxyd-Salze. §. 767. Unter den Verbindungen des Antimonoxyds mit Säuren kennt man bis jetzt noch kein neutrales Salz. Mit Schwefelsäure bildet es zwei basische ($\dddot{Sb}\dddot{S}^2$ und $\dddot{Sb}^2\dddot{S} + 2\dot{H}$) und ein saures Salz ($\dddot{Sb}\dddot{S}^4$), mit Salpetersäure ein basisches ($\dddot{Sb}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$). Durch Zusammenschmelzen mit kohlensauren Alkalien lassen sich neutrale Verbindungen des Antimonoxyds mit den Alkalien *(antimonigsaure Salze)* darstellen, die aber mit Wasser sich fast ganz zersetzen. Weinsäure, Essigsäure und viele organische Substanzen verhindern die Zersetzung der Antimonoxydsalze durch Wasser.

Antimonsaure Salze. §. 768. Die in Wasser löslichen antimonsauren Salze der Alkalien werden durch Glühen unlöslich, erlangen aber zum Theil durch längeres Kochen mit Wasser ihre Löslichkeit wieder. Die Salze der andern Metalloxyde, die in Wasser unlöslich sind und durch stärkere Säuren zersetzt werden, erleiden beim Glühen unter Feuererscheinung eine solche Umwandlung, dafs sie alsdann nicht mehr durch Säuren, selbst nicht durch die stärksten, zerlegbar sind. Diese beiden Modificationen, in denen die Antimonsäure in den geglühten und ungeglühten Salzen sich befindet, sind denen der Kieselsäure ähnlich (s. §. 186.). In den gelösten Salzen wird durch Zusatz von Säuren ein weifser Niederschlag (An-

timonsäurehydrat) verursacht, der sich in Ueberschufs von Weinstein wieder auflöst. Sie bildet Salze mit 1 und 2 At. Basis.

Weinsaures Kali-Antimonoxyd, Brechweinstein.

§. 769. Weinsaures Kali-Antimonoxyd ist das unter dem Namen *Brechweinstein* (Tartarus stibiatus) bekannte Salz, welches wegen seiner häufigen Anwendung als Arzneimittel unter allen Antimonsalzen am häufigsten dargestellt wird. Man erhält es, wenn wässerige Weinsteinlösung (s. o. §. 287.) eine Zeitlang mit Antimonoxyd gekocht ist, beim Erkalten der filtrirten Lösung in Krystallen, $(\dot{K} + \ddot{Sb})\bar{T} + \dot{H}$, die verwittern, sich in 14 Th. kaltem und 1,9 Th. siedendem Wasser lösen, bei 100° ihr Krystallwasser verlieren und beim Glühen einen selbstentzündlichen Rückstand lassen, der aus Antimonkalium, Antimon, kohlensaurem Kali und Kohle besteht. In den wässerigen Lösungen des Brechweinsteins entstehen durch Zusatz von Säuren wie von Alkalien weifse Niederschläge, die im ersten Fall aus basischen Salzen, im letztern aus Antimonoxyd bestehen. $(\dot{K} + \overset{\cdot\cdot\cdot}{Sb})\bar{T} + \dot{H}$.

Antimonsaures Kali.

§. 770. Antimonsaures Kali wird bereitet durch Schmelzen von Antimonoxyd mit Salpeter und Kalihydrat. Durch kaltes Wasser werden aus der geschmolzenen Masse zuerst der überschüssige Salpeter und das Kali ausgezogen, der Rest zerfällt beim Kochen mit Wasser in ein unlösliches weifses Pulver, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Sb}} + \dot{H}$, und in ein lösliches Salz, welches man durch Abdampfen der filtrirten Lösung in Krystallen, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Sb}} + 5\dot{H}$, oder beim Erstarren der zu weit eingedampften Lösung als gummiähnliche Masse erhalten kann.

$\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Sb}} + 7\dot{H}$, das körnige Salz.

Wenn man durch die Lösung dieses Salzes Kohlensäure leitet oder wenn man zweibasig antimonsaures Kali ($\dot{K}^2\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Sb}}$) mit kaltem Wasser behandelt, so bildet sich ein körnig krystallinisches Salz, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{Sb}} + 7\dot{H}$, welches in kaltem Wasser wenig, in Wasser von 50° viel löslicher ist und bei längerer Berührung mit kaltem Wasser, in kochendem aber schon in wenigen Augenblicken in das leichtlösliche gummiartige Salz sich umwandelt. Man hat eine Lösung des körnigen Salzes als Reagens auf kleine Mengen von Natron benutzt, denn

Reagens auf Natron.

das entsprechende Natronsalz ist sehr wenig löslich und scheidet sich als weifser krystallinischer Niederschlag aus. Es geht aber aus den beschriebenen Eigenschaften desselben hervor, dafs es vorsichtig angewendet werden mufs, da das gummiartige antimonsaure Kali in Natronsalzen keinen Niederschlag hervorbringt. Wenn die auf Natronsalze zu prüfende Lösung Kalisalze enthält oder wenn die Lösung des Reagensmittels noch alkalisch ist, so entsteht der Niederschlag von antimonsaurem Natron erst nach einiger Zeit. Auch kann dieses Reagens nicht angewendet werden, wenn die Lösung der Natronsalze aufser Kali noch Salze der Erden oder Metalle enthält oder sauer ist.

Antimonsaures Natron, $\dot{Na}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb} + 7\dot{H}$.

§. 771. Antimonsaures Natron scheidet sich bei Vermischung der Lösung von antimonsaurem Kali mit der eines neutralen Natronsalzes in Krystallen, $\dot{Na}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb} + 7\dot{H}$, aus, welche in kaltem Wasser sehr schwer, in kochendem aber merklich sich lösen, beim Erhitzen bis 200° 6 Atome Wasser verlieren und dann ganz unlöslich in Wasser werden.

Antimonsaures Antimonoxyd, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{Sb}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$.

§. 772. Antimonsaures Antimonoxyd bildet sich beim Erhitzen von Antimon, Antimonoxyd oder Schwefelantimon an der Luft, auch wenn Antimonsäure geglüht oder Antimon mit Salpetersäure abgedampft und der trockne Rückstand geglüht wird. Es ist ein weifses, unschmelzbares, nicht flüchtiges Pulver, welches sich erst bei viel höherer Temperatur vor dem Löthrohr reducirt, als Antimonoxyd. Früher wurde dieses Salz als eine eigenthümliche Oxydationsstufe, antimonige Säure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb} = \frac{\overset{\cdot\cdot\cdot}{Sb}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}}{2}$, betrachtet. Eine Verbindung dieses Salzes mit Wasser, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{Sb}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb} + 2\dot{H}$, kommt als gelbliches Mineral (Stiblith) vor.

Andere antimonsaure Salze.

§. 773. Die antimonsauren Salze der Erden und übrigen Metalloxyde sind in Wasser meistens unlöslich, durch stärkere Säuren zersetzbar und gehen beim Glühen in die unzersetzbare Modification über (s. §. 768.), namentlich zeichnen sich durch ihr Verglimmen das antimonsaure Kobalt-, Kupfer-

und Zinkoxyd aus. — Verbindungen der Antimonsäure mit Bleioxyd in unbestimmten Sättigungsverhältnissen sind unter dem Namen *Neapelgelb* ein geschätztes Farbmaterial für Oel-, Glas- und Porzellanmalerei.

Antimonchlorid, $SbCl^3$. Spiessglanzbutter.

§. 774. Antimonchlorid, $SbCl^3$, erhält man durch Destillation von Quecksilberchlorid mit Antimon oder Schwefelantimon ($3\,HgCl$ und $Sb = SbCl^3$ und $3\,Hg$, oder $3\,HgCl$ und $\overset{\prime\prime\prime}{Sb} = SbCl^3$ und $3\,\overset{\prime}{Hg}$). Es ist eine farblose, krystallinische Verbindung von butterartiger Consistenz, die bei ungefähr 100° zu einer ölartigen Flüssigkeit schmilzt, bei 180° kocht und dann überdestillirt. Aus der Luft nimmt es Wasser auf und bildet zuerst eine ölartige Flüssigkeit, die sich bei Zusatz von viel Wasser zerlegt, indem ein basisches unlösliches Salz ($SbCl^3 + 3\,\dddot{Sb}\dot{H}^2$ oder $+ 5\,\dddot{Sb}$), als weifser Niederschlag sich ausscheidet und der unzersetzte Theil Antimonchlorid in der frei gewordenen Salzsäure sich auflöst.

Anwendung zum Bruniren.

Diese Auflösung findet Anwendung zum dunkler Beizen gewisser gelber Lederarten und zum Bruniren von manchen Eisenwaaren, besonders von Flintenläufen (s. o. §. 516.).

Mit den Chloralkalien vereinigt sich das Antimonchlorid zu Doppelsalzen, die in Wasser ohne Zersetzung löslich sind.

Antimonsuperchlorid, $SbCl^5$.

§. 775. Antimonsuperchlorid bildet sich unter Feuerscheinung, wenn Antimon in Chlorgas gelinde erwärmt wird. Es ist eine farblose, an der Luft stark rauchende Flüssigkeit, die sich, bei Aufnahme von wenig Wasser in eine krystallinische Masse (wasserhaltiges Superchlorid) umwandelt, bei Zusatz von viel Wasser auf einmal sich in wasserhaltige Antimonsäure und Salzsäure zerlegt (s. §. 765.).

Schwefel-Antimon.

§. 776. Die Verbindungen des Schwefels mit dem Antimon sind den beiden Oxydationsstufen entsprechend. Man erhält die niedrigere Schwefelverbindung auf trocknem und nassem Wege, die höhere nur auf nassem.

Antimonsulphür, $\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$.

§. 777. Antimonsulphür, $\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$, findet sich als Mineral in langen, dunkelgrauen, prismatischen Krystallen von 4,6 spec. Gewicht, oder in dichten, strahlig-krystallinischen Mas-

Grauspiess-glanzerz. Antimonium crudum. Gewinnung desselben. sen (*Grauspiefsglanzerz*), und wird meistens unter dem Namen *Antimonium crudum* in den Handel gebracht, nachdem man es aus der Gangart durch Aussaigern gewonnen hat. Das Ausschmelzen des Schwefelantimons aus seinen Erzen geschieht in grofsen bedeckten Töpfen, die in ihrem Boden ein oder mehre Löcher haben und auf Tiegeln stehen, welche mit heifser Asche umgeben sind. Durch das um die Töpfe gelegte Feuer schmilzt das Schwefelantimon und fliefst in die unterstehenden Tiegel, während in den Töpfen die erdigen Bestandtheile des Erzes zurückbleiben. Das Produkt des Aussaigerns ist bald mehr bald weniger krystallinisch, bald grob-, bald feinstrahlig, fast stets verunreinigt mit den Schwefelverbindungen anderer Metalle, z. B. des Eisens, Arseniks, Blei's u. a. Man kann auch durch Zusammenschmelzen der erforderlichen Mengen Schwefel und Antimon das Antimonsulphür künstlich darstellen. Auf nassem Wege erhält man es durch Fällen der angesäuerten Auflösung eines Antimonoxydsalzes mit Schwefelwasserstoff als Hydrat.

Eigenschaften. §. 778. Das auf trocknem Wege erhaltene Sulphür ist eine graue, metallisch glänzende, krystallinische Masse. Es schmilzt noch vor der Rothgluth, verflüchtigt sich in hoher Temperatur, löst sich in kochender concentrirter Salzsäure, Schwefelsäure, in kochenden Alkalien und kohlensauren Alkalien und wird beim Glühen an der Luft oxydirt, beim Erhitzen in Wasserstoffgas zu Antimon reducirt. In Lösungen von Schwefelalkalien löst es sich und bildet damit eben so wie mit einer Reihe anderer basischer Schwefelmetalle Schwefelsalze (Sulphantimonite), von denen die als Erze bekannten schon früher (§. 761.) erwähnt sind. Das auf nassem Wege erhaltene Schwefelantimon hat mit Ausnahme seiner orangerothen Farbe dieselben Eigenschaften, wie das vorige, und wird beim Erhitzen ohne Zutritt der Luft unter Abgabe von Wasser in ein braunrothes Pulver verwandelt, welches auch in der Farbe dem feingeriebenen, auf trocknem Wege dargestellten Antimonsulphür ähnlich ist. Eben so

Kermes. verhält es sich mit dem braunrothen Schwefelantimon (Ker-

mes), welches aus einer erkaltenden Auflösung des Antimonsulphürs in kohlensauren Alkalien sich wieder ausscheidet.

Oxysulphür.

Rothspiessglanz.

Mit Antimonoxyd läfst sich das Schwefelantimon in allen Verhältnissen zusammenschmelzen, und wenn man eines dieser unter dem Namen *Spiefsglanzglas* (Vitrum Ant.) bekannten Gemenge mit Weinstein behandelt, so bleibt eine Oxysulphür, $2\overset{\prime\prime\prime}{Sb} + \ddot{Sb}$, zurück, welches auch als Mineral *(Rothspiefsglanzerz)* sich findet.

Anwendung des Antimon. crud.

§. 779. Das aus den Erzen gewonnene Schwefelantimon findet häufige Anwendung in der Artillerietechnik zu Verfertigung von Feuerwerkssätzen, die entweder mit hellem Lichte oder (des Entzündens halber bei Brandsätzen) mit starkem Funkensprühen verbrennen sollen; am meisten jedoch zur Anfertigung von Percussions- und Frictions-Präparaten (s. 2. Abtheil.).

Antimonsulphid, $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{Sb}$.

§. 780. Antimonsulphid ist nur auf nassem Wege durch Zersetzung wasserhaltiger Antimonsäure mit Schwefelwasserstoff oder des Natriumantimonsulphids vermittelst einer Säure ($\overset{\prime}{Na}{}^3\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{Sb}$ und $3\,HCl = \overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{Sb}$, $3\,HS$ und $3\,NaCl$) darzustellen.

Eigenschaften.

Es ist ein gelbrothes, in Säuren unlösliches, in Alkalien leicht lösliches Pulver, welches durch Kochen mit Aether, Alkohol oder Schwefelkohlenstoff 2 Atome Schwefel abgiebt, und als elektronegatives Schwefelmetall eine Reihe von Schwefelsalzen (Sulphantimoniate) bildet, unter denen man die der Alkalien ($\overset{\prime}{K}{}^3\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{Sb} + 9\,\dot{H}$ und $\overset{\prime}{Na}{}^3\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{Sb} + 18\,\dot{H}$), namentlich das Natronsalz, zur Darstellung des Antimonsulphids benutzt.

Sulphantimoniate.

Goldschwefel.

Diese Schwefelverbindung wird unter dem Namen *Goldschwefel* (Sulphur aurat.) öfters als Heilmittel angewendet.

Antimonwasserstoff.

§. 781. Antimonwasserstoff entweicht im Gemenge mit Wasserstoff bei der Zersetzung eines Antimonoxydsalzes durch Zink und Schwefelsäure, oder einer Legirung von 2 Th. Zink mit 1 Th. Antimon durch Schwefelsäure. Es ist ein farbloses Gas, brennt, angezündet, mit hellem Licht und wird bei Rothgluth zerlegt in Wasserstoff und Antimon, welches sich als glänzender Metallspiegel in der Röhre absetzt.

Es ist unlöslich in Wasser, löslich in kalihaltigem Alkohol, verursacht in Silber- und Quecksilbersalzlösungen schwarze Niederschläge und soll ähnlich wie Arsenikwasserstoff riechen.

Legirungen des Antimons, §. 782. Antimonlegirungen kennt man in grofser Zahl. Sie sind in der Regel hart und spröde, selbst wenn sie aus den Verbindungen des Antimons mit sonst weichen und zähen Metallen bestehen.

mit Kalium, Die Legirungen mit Kalium und Natrium sind durch Wasser leicht zersetzbar. Frisch dargestellt aus Brechweinstein und mit Kohle innig gemengt, explodirt oft die Kaliumlegirung bei Berührung mit der Luft (§. 769.).

mit Zinn, Mit Zinn liefert das Antimon theils dehnbare, theils ganz harte Legirungen und die Zinngiefser wählen oft einen geringen Zusatz von Antimon, um das zu verarbeitende Zinn etwas härter zu machen. Eine harte und klingende Legirung wird zu Platten für Notendruck, eine silberweifse, sehr politurunfähige, die ungefähr 9 p. C. Antimon enthält, zu Leuchtern, Knöpfen u. dgl. verarbeitet. Die unter dem Namen *Pewter* bekannten Legirungen von silberähnlichem Glanz enthalten theils blos Zinn und Antimon (17 p. C.), theils Antimon (1 Th.), Zinn ($12\frac{1}{2}$ Th.), Wismuth ($\frac{1}{4}$ Th.) und Kupfer ($\frac{1}{4}$ Th.), theils blos Zinn und Blei. — Das *Queens metal* für Theekannen besteht aus 1 Th. Antimon, 9 Zinn, 1 Wismuth, 1 Blei, — das *Britannia metal* aus gleichen Theilen Antimon, Zinn, Wismuth und Messing.

mit Kupfer, Die Weichheit des Kupfers geht durch Zusatz von gleichen Theilen Antimon ganz verloren und seine Farbe wird blafsviolett (*Wiener Metall*).

mit Blei. Die Legirungen mit Blei sind härter als Blei, aber doch in gewissen Verhältnissen noch dehnbar. Das Metall für die Buchdruckerlettern enthält $\frac{1}{4}$—$\frac{1}{12}$ Antimon.

41. Arsenik (As = 938,8) Arsenicum.

Vorkommen. §. 783. Es findet sich sowohl gediegen in kugeligen oder nierenförmigen Massen (*Scherbenkobalt*), aufsen grauschwarz, innen zinnweifs, als auch vererzt. Am häufigsten

kommen die Verbindungen desselben mit Schwefel (s. §. 000.), andern Schwefelmetallen und die mit Metallen vor. Unter letztern sind die wichtigsten der *Arsenikkies* (Mifspickel), $FeAs + FeS^2$, und der *Arsenikalkies*, FeAs.

§. 784. Das metallische Arsenik wird entweder in ausgesuchten reinen Stücken Scherbenkobalt oder als das aus der arsenigen Säure durch Kohle reducirte, oder durch Destillation des Arsenikalkieses erhaltene Metall in den Handel gebracht. Es wird nur in beschränktem Maafse dargestellt, indem man den Arsenikalkies in 3 Fufs langen irdenen Cylindern erhitzt und in deren Oeffnung einige Zoll tief ein zusammengerolltes Eisenblech schiebt, auf welches sich das Metall als krystallinisches Sublimat (Fliegenstein oder Kobalt genannt) absetzt. Gewinnung.

§. 785. Das reine und frisch dargestellte Metall ist stahlgrau, stark glänzend, krystallinisch blättrig, spröde, von spec. Gewicht = 5,7 bis 5,9, riecht, namentlich beim Erhitzen, stark nach Knoblauch und ist dadurch leicht zu erkennen. Es fängt bei + 180° an sich zu verflüchtigen und sublimirt, ohne vorher zu schmelzen, bei schwacher Rothgluth vollständig. Die durch Abkühlung des farblosen Gases entstehenden Krystalle sind Rhomboëder. Das Arsenik läuft an feuchter Luft schwarz an, indem sich Suboxyd bildet, mit Wasser befeuchtet, oxydirt es sich zu arseniger Säure, wird von verdünnter Salpetersäure zu arseniger Säure, von concentrirter und von Königswasser zu Arseniksäure oxydirt. Es verbrennt, beim Zutritt der Luft bis zum Glühen erhitzt, mit blafsblauer Flamme zu arseniger Säure, fährt aber auch bei niedrigerer Temperatur zu glimmen fort. Im Gemisch mit Salpeter verpufft es beim Glühen, im Gemisch mit chlorsaurem Kali detonirt es, wenn man mit dem Hammer darauf schlägt. Eigenschaften.

Die beiden wichtigsten Oxydationsstufen desselben sind zwei Säuren.

§. 786. Arsenige Säure erhält man oft als Nebenprodukt beim Rösten arsenikhaltiger Kobalt-, Nickel- und Arsenige Säure,

As. Gewinnung derselben auf den Gifthütten. Zinnerze. Man gewinnt sie in grofsen Mengen durch Rösten des zerpochten Arsenikal- oder Arsenik-Kieses in niedrigen, backofenähnlichen Heerden, die durch Abzugskanäle mit einer Reihe neben und über einander befindlicher Verdichtungskammern (Giftfänge, Giftthurm) in Verbindung stehen. Die in den Giftfängen condensirte pulverförmige arsenige Säure Raffinirung derselben. (Arsenikmehl) wird in gufseisernen Kesseln, auf denen sich Aufsätze von Eisenblechcylindern befinden, erhitzt. Sie sublimirt, verdichtet sich an den Wänden der letzteren und schmilzt zu einer glasähnlichen Masse (weifsem Arsenikglas), welche bald undurchsichtig wird und im Handel als solche oder als fein gemahlenes Pulver unter dem Namen „weifser Arsenik" bekannt ist.

Eigenschaften. §. 787. Die auf die eben erwähnte Weise frisch dargestellte arsenige Säure ist gelblichweifs, glasartig, durchscheinend und von 3,738 spec. Gewicht; sie wird aber beim Aufbewahren nach einiger Zeit undurchsichtig, porzellanartig, und hat dann ein spec. Gewicht von 3,699. Sie löst sich nur schwer in Wasser, und zwar leichter in kochendem, als in kaltem, leichter ist sie in Säuren löslich. Von der porzellanartigen löst Wasser mehr auf, als von der glasigen Modification. Bei längerer Berührung mit Wasser und beim Sublimiren wandelt sich die porzellanartige Säure in die glasige um. Aus der wässerigen Lösung und bei der Sublimation erhält man die arsenige Säure in regulären Octaëdern, Dimorphie. bei der Röstung arsenikhaltiger Erze zuweilen in Prismen, sie ist also dimorph. Beim Erhitzen unter gewöhnlichem Luftdruck wird sie ein wenig weich und geht aus dem festen Zustande sogleich in den gasförmigen über, beim Erhitzen unter stärkerem Druck schmilzt sie zuvor. Die Säure im festen und gasförmigen Zustande ist geruchlos, durch Erhitzen mit Kohle wird sie zu Metall reducirt. Bei der Krystallisation der arsenigen Säure aus ihrer Lösung in Salzsäure findet Lichtentwickelung statt.

Die wässerige Lösung der arsenigen Säure färbt eine Lösung von chromsaurem Kali grün, giebt mit schwefel-

saurem Kupferoxyd-Ammoniak einen grünen Niederschlag, wird (bei 10000facher Verdünnung) durch Schwefelwasserstoff gelb gefärbt, bei Zusatz von Säuren gelb gefällt. In der salzsauren Lösung der Säure überzieht sich blankes Kupfer mit einem grauen Ueberzug von Arsenik, und Zink entwickelt daraus Arsenikwasserstoff (§. 799.).

Die arsenige Säure hat nur schwache Verwandtschaft zu den Basen; sie verbindet sich sogar als basisches Oxyd mit Säuren, z. B. mit Weinsäure. Sie ist eines der stärksten und gefährlichsten Gifte sowohl für sich, als auch in ihren löslichen Salzen. Als Gegengift wendet man frisch gefälltes Eisenoxydhydrat an, welches mit ihr ein unlösliches Salz bildet.

Anwendung findet diese Säure vielfach in Künsten und Gewerben (s. §§. 447. 622.), als Gift gegen schädliche Thiere, als Mittel gegen die Fäulnifs animalischer und vegetabilischer Substanzen und als Heilmittel.

Arsensäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As}$.

§. 788. Arseniksäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As}$, kommt in Verbindung mit Basen in verschiedenen Mineralien vor. Man erhält sie beim Kochen der arsenigen Säure mit Königswasser, Abdampfen der Lösung und schwachen Erhitzen der trocknen Masse als wasserfreies, weifses Pulver, welches sich sehr träge in Wasser löst. Beim Abdampfen der wässerigen Lösung bis zu einem gewissen Punkt bilden sich in niedriger Temperatur wasserhaltige Krystalle, die an der Luft zerfliefsen. Beim Glühen zerlegt sich die Arseniksäure in Sauerstoff und arsenige Säure, durch viele höher oxydirbare Oxyde wird sie ebenfalls in arsenige Säure umgewandelt, z. B. durch schweflige Säure. Wird sie mit Kohle erhitzt, so reducirt sie sich zu Metall. Die Arseniksäure hat starke Verwandtschaft zu den Basen, namentlich bei höherer Temperatur. Sie ist noch giftiger als die arsenige Säure und bildet, wie diese, mit Eisenoxyd ein unlösliches Salz.

Die Salze des Arseniks.

§. 789. Die Salze des Arseniks sind am leichtesten daran kenntlich, dafs sie, auf der Kohle vor dem Löthrohr erhitzt, den Knoblauchgeruch des Metalls verbreiten. Erhitzt

man arsenigsaure und arseniksaure Salze in einem Glaskölbchen, mit Borsäure und Kohle gemengt, so zeigt sich oberhalb der erhitzten Stelle ein stahlgrauer, glänzender Metallspiegel von Arsenik. Die in Säuren gelösten Verbindungen geben mit Schwefelwasserstoff einen gelben Niederschlag.

Arsenigsaure Salze.

§. 790. Die Verbindungen der arsenigen Säure mit Alkalien sind in Wasser löslich, die mit den andern Basen meistens unlöslich. Die löslichen Salze geben mit salpetersaurem Silberoxyd einen gelben Niederschlag (arsenigsaures Silberoxyd), der sich in Salpetersäure und Essigsäure leicht auflöst. Durch Schwefelwasserstoff wird aus sauren Lösungen der arsenigsauren Salze gelbes Schwefelarsenik ($\overset{'''}{\dot{A}s}$) niedergeschlagen, welches in Ammoniak sich wieder löst.

Arsensaure Salze.

§. 791. Die Arseniksäure bildet krystallisirbare Salze mit 3 Atomen Basis, welche mit den entsprechenden phosphorsauren Salzen isomorph sind und, wie diese, bald 1Atom bald 2 Atome Wasser als Basis neben dem basischen Metalloxyd enthalten. Den pyro- und metaphosphorsauren Salzen entsprechen keine arseniksauren. Die arseniksauren Alkalien sind löslich in Wasser, eben so die meisten sauren Salze der andern Metalloxyde, während die neutralen und basischen Salze der Erden und schweren Metalloxyde unlöslich sind. Die löslichen neutralen Salze geben mit salpetersaurem Silberoxyd einen rothbraunen Niederschlag, leicht löslich in Salpetersäure, mit Schwefelwasserstoff aus der angesäuerten Lösung einen gelben ($\overset{''}{\overset{'''}{A}}s$), leicht löslich in Ammoniak. Das Doppelsalz von Arseniksäure mit Ammoniak und Magnesia ist unlöslich in Ammoniak und wird zur Abscheidung und bestimmung derArseniksäure angewendet.

Arsensaures Natron, neutrales $(\dot{N}a^2 + \dot{H})\overset{\because}{A}s$.

§. 792. Arseniksaures Natron. Die Krystalle des neutralen Salzes, $(\dot{N}a^2 + \dot{H})\overset{\because}{A}s + 24\dot{H}$, verwittern und geben erst bei 200° das letzte Atom Wasser ab. Man erhält sie aus einer mit kohlensaurem Natron im Ueberschufs versetzten Lösung von Arseniksäure bei gewöhnlicher Temperatur, während aus dieser Lösung bei + 20° ein Salz mit

weniger Wasser, $(\dot{N}a^2 + \dot{H})\ddot{\ddot{A}}s + 16\dot{H}$, in luftbeständigen Krystallen sich ausscheidet. — Das saure Salz, $(\dot{N}a + \dot{H}^2)\ddot{\ddot{A}}s + 2\dot{H}$ und das basische, $\dot{N}a^3\ddot{\ddot{A}}s + 24\dot{H}$, erhält man ebenfalls in Krystallen, die sich an der Luft nicht verändern.

§. 793. Arseniksuperchlorür, $AsCl^3$, ist eine farblose, ölartige, an der Luft rauchende Flüssigkeit, die bei 132° siedet, sich mit Wasser in Chlorwasserstoff- und arsenige Säure zerlegt, höchst giftig ist und durch directe Verbindung ihrer Elemente oder Destillation von Quecksilberchlorid mit Arsenik dargestellt wird. Arsensuperchlorür. $AsCl^3$.

§. 794. Schwefel verbindet sich in 4 bestimmten Verhältnissen mit dem Arsenik, läfst sich aber mit ihm in allen Verhältnissen zusammenschmelzen. Für zwei dieser Schwefelungsstufen giebt es keine entsprechenden Oxydationsstufen, die beiden andern sind den zwei Säuren proportional zusammengesetzt. Schwefelarsen.

§. 795. Realgar, $\overset{''}{A}s$, kommt in rubinrothen Krystallen (*Arsenikrubin*) im Mineralreich vor, wird durch Zusammenschmelzen der erforderlichen Mengen von Schwefel und Arsenik als eine durchsichtige, spröde, rothe Masse erhalten, die unzersetzt überdestillirt und mit basischen Schwefelmetallen Salze bildet. Man wendet das Realgar zur Bereitung eines mit intensiv weifsem Lichte brennenden Feuersatzes und als rothe Malerfarbe an, daher es auf den Arsenikhütten in gröfsern Massen dargestellt und unter dem Namen *rothes Arsenikglas* in den Handel gebracht wird. Diese glasige Masse ist aber nicht von derselben Zusammensetzung wie das krystallisirte Realgar, sondern ein Gemenge desselben mit Schwefel. Realgar, AsS^2. Rothes Arsenikglas.

§. 796. Arseniksulphür, $\overset{'''}{A}s$, findet sich als krystallisirtes Mineral (*Rauschgelb, Operment, Auripigment*) in gelben Prismen. Künstlich stellt man diese Verbindung durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit Arsenik oder durch Fällen einer salzsauren Lösung von arseniger Säure mit Schwefelwasserstoff dar. Beim Erhitzen schmilzt das Arsen- Arsensulphür, AsS^3.

sulphür und sublimirt darauf, wenn aber Luft Zutritt hat, verbrennt es zu arseniger und schwefliger Säure ohne Knoblauchsgeruch. Durch Salpetersäure wird es oxydirt, in Ammoniak löst es sich, mit basischen Schwefelmetallen verbindet es sich zu Salzen (Sulpharsenite), von denen viele in der Natur als Erze vorkommen (s. §. 674.).

Gelbes Arsenikglas. Dieses Schwefelarsen ist gemischt, mit arseniger Säure, in einer gelben Malerfarbe enthalten, die man auf den Hütten durch Zusammenschmelzen von arseniger Säure mit Schwefel bereitet ($3\ddot{A}s$ und $9S = 2\overset{\prime\prime\prime}{A}s$, $3\ddot{S}$ und $\ddot{A}s$) und als *gelbes Arsenikglas* verkauft.

Arsensulphid, AsS^5. §. 797. Arseniksulphid, $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{A}s$, scheidet sich als gelbes Pulver aus, wenn man durch Arseniksäurelösung längere Zeit Schwefelwasserstoffgas leitet. Es schmilzt beim Erhitzen und verflüchtigt sich unzersetzt, durch Alkohol kann man ihm 2 Atome Schwefel entziehen. Es löst sich in Ammoniak und verbindet sich mit Schwefelbasen zu Salzen (Sulpharseniate), die den arseniksauren analog zusammengesetzt sind (z. B. $\overset{\prime}{N}a^2\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{A}s$ und $\overset{\prime}{N}a^3\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{A}s + 15\dot{H}$) und aus welchen durch Säuren das Arsensulphid abgeschieden wird.

Arsensupersulphid, AsS^{18}. §. 798. Arseniksupersulphid, AsS^{18}, scheidet sich in gelben, sehr leicht schmelzbaren Krystallschuppen ab, wenn Natriumarseniksulphidlösung mit Alkohol vermischt und das Filtrat abgedampft wird.

Arsenwasserstoff, H^3As. §. 799. Arsenikwasserstoff, H^3As, erhält man, wenn eine Legirung aus gleichen Theilen Zink und Arsenik mit verdünnter Schwefelsäure übergossen wird. Es bildet sich überhaupt, aber dann mit Wasserstoff gemengt, wenn eine der Säuren des Arseniks oder eines ihrer Salze oder die Chlorverbindung in einer sauren Lösung mit Zink in Berührung kommt. Reiner Arsenikwasserstoff ist ein farbloses, giftiges Gas von 2,695 spec. Gewicht und ekelerregendem, knoblauchähnlichem Geruch; es wird bei -40^0 flüssig, ist in Wasser etwas löslich, und zerlegt sich, durch ein gelinde glühendes Glasrohr geleitet, in seine Bestandtheile, von

denen das Arsenik hinter der glühenden Stelle des Glasrohrs einen stahlgrauen, stark metallisch glänzenden Anflug bildet. Wenn das Gemenge von Wasserstoff mit Arsenwasserstoff angezündet und in die Flamme eine Porzellanschaale gehalten wird, so legt sich an die Schaale metallisches Arsenik an. Der Arsenwasserstoff bringt in den Salzlösungen von Kupferoxyd einen braunen (Cu^3As) und in Quecksilberchlorid einen braungelben ($Hg^3As + 3. HgCl$) Niederschlag hervor. Da selbst höchst geringe Mengen der eben genannten Arsenikverbindungen Arsenwasserstoffgas mit seinen deutlich erkennbaren Merkmalen zu entwickeln im Stande sind, so ist diese Methode, Arsen bei etwaigen Vergiftungen zu erkennen und nachzuweisen, die neuerlich am meisten angewandte (Marsh's Verfahren). **Marsh's Verfahren.**

Zur Unterscheidung des Arseniks von Antimon, welches sich unter ähnlichen Bedingungen aus dem Antimonwasserstoff bildet, dient die leichtere Flüchtigkeit des metallischen Anflugs, wenn er in Wasserstoff, und des Oxydationsproductes, wenn es durch Glühen bei Zutritt der Luft gebildet wird.

§. 800. Arseniklegirungen bilden sich leicht, meistens durch directe Vereinigung der Metalle. Sie sind mehr oder weniger spröde, auch wenn die weichsten Metalle darin enthalten sind, und von dem Arsenikgehalt durch Rösten schwer zu befreien. **Legirungen des Arsens.**

Die Verbindung mit Kalium zerlegt das Wasser unter Entwickelung von Arsenwasserstoff.

Eisen und Arsen scheinen sich in vielen Verhältnissen zu legiren. Sowohl Stabeisen, als auch Stahl verlieren durch die geringsten Mengen Arsen ihre Festigkeit und Weichheit.

Kobalt- und Nickel-Arsenik sind die hauptsächlichsten Erze dieser Metalle (s. §§. 557. 571).

Die Legirung mit Kupfer (*Weisskupfer, weisses Tomback* genannt) ist gelblich weifs, sehr hart und wenig luftbeständig; man stellt sie dar durch Zusammenschmelzen gleicher Theile von Kupfer und Arsen. Sehr kleine Mengen **Weisskupfer.**

Arsens schon rauben dem Kupfer seine ausgezeichnete Dehnbarkeit.

Eine Legirung mit Blei dient zur Schrotfabrication (§. 660.), eine Verbindung mit Antimon findet sich im Mineralreich.

Zu Platin hat das Arsen sehr grofse Verwandtschaft, die Legirung ist grauweifs, spröde und leicht schmelzbar, sie bildet sich leicht, wenn in Platingefäfsen Arsenverbindungen mit reducirend wirkenden Stoffen geglüht werden.

§. 801. Von den übrigen bisher noch nicht abgehandelten Metallen, welche seltener vorkommen, soll das Wichtigste nur ganz kurz erwähnt werden.

42. Uran ($U = 746{,}4$) Uranium.

Vorkommen. §. 802. Nicht gediegen, als Oxydoxydul (s. §. 807.), als phosphorsaures Oxyd in Verbindung mit phosphorsaurem Kupferoxyd (*Chalkolith*) oder mit phosphorsaurer Kalkerde (*Uranit*). Ueberhaupt nicht häufig.

Darstellung. §. 803. Aus dem Uranchlorür durch Erhitzen mit Kalium, ähnlich wie Magnesium und Aluminium.

Eigenschaften. §. 804. Uran ist ein schwarzes Pulver, welches sich unter Wasserstoffentwickelung in verdünnten Säuren zu einer grünen Flüssigkeit löst. Es hat zwei Oxydationsstufen.

Uranoxydul, $\dot{U}$. Salze desselben. §. 805. Das Uranoxydul, $\dot{U}$, welches früher als das Metall galt, kann als ein schwarzgrünes krystallinisches Pulver oder dunkelbraun erhalten werden. Es liefert mit Säuren grün gefärbte Salze, aus denen durch Alkali braunes Oxydulhydrat gefällt wird.

Uranoxyd, $\ddot{\bar{U}}$. Salze desselben. §. 806. Uranoxyd, $\ddot{\bar{U}}$, ist ein ziegelrothes, das Hydrat $\ddot{\bar{U}}\dot{H}^2$ ein hellgelbes Pulver, löslich in zweifach-kohlensauren Alkalien. Mit Säuren bildet das Uranoxyd gelb gefärbte Salze, aus denen durch Alkali ein gelbes Pulver (Verbindung des Uranoxyds mit dem Alkali) gefällt wird. Auch mit andern starken Oxyden geht das Uranoxyd Verbindungen ein und verhält sich wie eine Säure. Durch Schwefelwasserstoff werden

die Oxydsalze nicht verändert, durch Schwefelwasserstoff-Ammoniak entsteht ein braungrüner Niederschlag (Oxydulhydrat).

Uranoxyd-oxydul.

§. 807. Uranoxydoxydul, $\dot{U}\ddot{\bar{U}}$, ein dunkelgrünes Pulver, entsteht durch Glühen eines der Uranoxyde oder des salpetersauren Salzes. Es ist der wesentlichste Bestandtheil des Uranpecherzes und Handelsartikel.

Anwendung der Uranoxyde.

§. 808. Die Oxyde des Urans werden in der Glas- und Porzellanmalerei gebraucht, das Oxydul giebt eine schwarze, das Oxyd eine gelbe Farbe.

43. Tellur (Te = 801,7).

Vorkommen.

§. 809. Es kommt nur in einigen sehr seltenen Erzen in Verbindung mit Gold, Wismuth, Silber, Selen und Blei vor. Es ist ein silberweifses, sehr glänzendes, sprödes Metall von 6,25 spec. Gewicht, krystallisirt in Rhomboëdern, verflüchtigt sich bei der Rothgluth und verbrennt an der Luft mit blauer Flamme und weifsem Rauch, indem sich tellurige Säure bildet. Es hat in seinen physikalischen Eigenschaften die meiste Aehnlichkeit mit Antimon, in seinen chemischen mit Selen und Schwefel. Seine beiden Oxydationsstufen sind Säuren, tellurige Säure = $\ddot{Te}$ und Tellursäure $\dddot{Te}$, es bildet aber auch, analog dem Schwefel, mit andern Körpern Verbindungen, die sich unter einander zu Salzen vereinigen (s. o. §. 54. Anmerk.).

Eigenschaften.

Oxydationsstufen.

44. Wolfram (W = 1188,4).

Eigenschaften.

§. 810. Dieses Metall ist spröde, hart und krystallinisch, von der Farbe und dem Glanz des Eisens, sehr hohem spec. Gewicht = 17,6 und sehr schwer schmelzbar. Es hat zwei Oxydationsstufen: ein Oxyd = $\ddot{W}$ und eine Säure = $\dddot{W}$, deren Verbindung mit Kalkerde, $\dot{Ca}\dddot{W}$, (der *Schwerstein* oder *Tungstein*) und mit Eisen- und Manganoxydul, $2.\dot{Fe}\dddot{W} + 3.\dot{Mn}\dddot{W}$ (der *Wolfram*) bekannte Mineralien sind. Dieses Metall benennt man auch jetzt noch bisweilen mit dem ihm früher ertheilten Namen Tungsteinmetall (vom

Vorkommen.

Schwedischen tung = schwer), auch wohl Scheelium (nach dem schwedischen Chemiker Scheele).

45. Molybdän (Mo = 596,1).

Vorkommen. §. 811. Es findet sich nur in geringen Mengen, theils in Verbindung mit Schwefel, theils als Säure, an Bleioxyd gebunden. Das Metall ist silberweifs, ein wenig dehnbar, nur bei den höchsten Temperaturen des Gebläseofens schmelzbar. Es hat ein spec. Gewicht von 8,63 und 3 Oxydationsstufen: ein schwarzes Oxydul = $\dot{Mo}$, ein kupferfarbiges Oxyd = $\ddot{Mo}$ und eine schmelzbare, flüchtige, farblose Säure = $\dddot{Mo}$, von denen die beiden letzteren sich unter einander verbinden und, mit molybdänsaurem Zinnoxyd gemengt, unter dem Namen *blauer Carmin* als Malerfarbe bekannt sind. Die dem Oxyd entsprechende Schwefelungsstufe (*Molybdänglanz, Wasserblei*) MoS^2, eine blättrige, bleigraue, abfärbende Masse, wurde früher mit Graphit (Griech. μολύβδαινα) verwechselt, daher bekam das Metall später seinen Namen. Das molybdänsaure Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{Mo}$ (*Gelbbleierz*), findet sich jetzt hier und da in etwas gröfsern Mengen, so dafs man es zur Darstellung der Molybdänpräparate verwenden kann, welche früher aus dem Wasserblei dargestellt werden mufsten.

Eigenschaften.

46. Vanadin (V = 856,9) Vanadium.

Vorkommen. §. 812. Es ist zuerst aus den Frischschlacken gewisser Eisenarten dargestellt worden; jetzt gewinnt man es am bequemsten aus dem *Vanadinbleierz*, $\dot{Pb}^2\dddot{V} + (\dot{Pb}^2 + PbCl)$, welches, wiewohl nur spärlich, in Mexico, am Ural und in Schottland vorkommt. Das Metall, aus Vanadinsäure durch Kalium reducirt, ist silberweifs, dem Molybdän sehr ähnlich. Es löst sich in Salpetersäure mit blauer Farbe und verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu einem schwarzen Pulver (Oxyd). Es hat drei Oxydationsstufen, ein Suboxyd = $\dot{V}$, Oxyd = $\ddot{V}$ und eine Säure = $\dddot{V}$. Die Auflösungen des schwarzen Oxyds in Säuren sind blau gefärbt. Die orangerothe, feuerbeständige Säure bildet mit Basen farblose, rothe und gelbe Salze.

Eigenschaften.

47. Tantal. 48. Niobium. 49. Pelopium.

§. 813. Diese drei Metalle, in Verbindung mit Sauerstoff als Säuren, kommen in den unter den Namen *Tantalit* oder *Columbit* bekannten Mineralien, mit Manganoxydul, Eisenoxydul und einigen andern Basen verbunden vor. In den Tantaliten Finnlands ist Tantalsäure, in den Columbiten von Bodenmais (in Baiern) sind Pelop- und Niobsäure enthalten, in den amerikanischen Tantaliten findet sich fast nur Niobsäure. **Vorkommen.** Alle drei Metalle sind schwarze Pulver, unschmelzbar, unangreifbar von Schwefelsäure, Salpetersäure und Königswasser, und verbrennen beim Erhitzen an der Luft zu weifsen Säuren, von denen beim Glühen die Tantalsäure weifs bleibt, die Pelopsäure schwach gelblich und die Niobsäure stark gelb sich färben, beim Erkalten aber wieder weifs werden. Von den durch Zersetzung der Chloride erhaltenen Säuren löst sich in Schwefelsäure die Tantalsäure fast gar nicht, die Pelopsäure nur theilweis, die Niobsäure aber vollständig. **Eigenschaften.**

50. Titan ($Ti = 301,5$).

§. 814. Dieses Metall kommt als Säure in einigen Mineralien vor, sowohl für sich im *Rutil, Brookit* und *Anatas* als auch in Verbindung mit Basen, im *Sphen* (Titanit) mit Kalkerde, im *Iserin* (Titaneisen) mit den Oxyden des Eisens. Die in manchen Hohofensauen sich findenden kupferrothen, glänzenden und sehr harten Würfel, welche man bisher für metallisches Titan hielt, sind eine Verbindung von Cyantitan mit Stickstofftitan $TiCy + 3.\,Ti^3N$. **Vorkommen.**

Das Titan ist ein wasserzersetzendes Metall von der Farbe des Eisens, welches mit sehr starker Licht- und Wärmeentwickelung verbrennt. Es hat zwei Oxydationsstufen, ein Oxyd $\overset{..}{\bar{\mathrm{T}}}\mathrm{i}$ und eine Säure $\overset{..}{\mathrm{T}}\mathrm{i}$. Das Oxyd entsteht beim Zersetzen der entsprechenden Chlorverbindung, $\bar{\mathrm{T}}\mathrm{iCl}^3$, durch Ammoniak. Es oxydirt sich schnell an der Luft zu Titansäure. **Oxydationsstufen.**

Titansäure. Die in der Natur vorkommende Titansäure findet sich in verschiedenen Krystallformen und hat bald hyazinthrothe und braune (Anatas), bald blutrothe (Rutil), bald dunkelgelbe Farbe (Brookit).

Die künstlich dargestellte Titansäure ist ein weißes, unschmelzbares, in Wasser unlösliches Pulver, welches beim gelinden Glühen gelb, in der Weißglühhitze braun wird, dabei verglimmt und dann nur noch durch concentrirte siedende Schwefelsäure oder durch Fluorwasserstoffsäure aufgelöst wird.

Atomgewichts-Tafeln.

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen.		Procentige Zusammensetzung der Schwefelverbindungen.	
			Radical.	Sauerstoff.	Radical.	Schwefel.
Aluminium	Al	170,90				
Thonerde	$\overset{\cdots}{\bar{\mathrm{Al}}}$	641,80	53,26	46,74		
Antimon	Sb	1612,90				
Antimonoxyd	$\overset{\cdots}{\bar{\mathrm{Sb}}}$	1912,90	84,32	15,68		
- säure	$\overset{:\cdot:}{\bar{\mathrm{Sb}}}$	2112,90	76,34	23,66		
- sulphür	$\overset{\prime\prime\prime}{\bar{\mathrm{Sb}}}$	2212,90	—	—	72,89	27,11
- sulphid	$\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\bar{\mathrm{Sb}}}$	2612,90	—	—	61,72	38,28
Arsenik	As	938,80				
Arsenige Säure	$\overset{\cdots}{\bar{\mathrm{As}}}$	1238,80	75,78	24,22		
Arsensäure	$\overset{:\cdot:}{\bar{\mathrm{As}}}$	1438,80	65,25	34,75		
- subsulphür	$\overset{\prime\prime}{\bar{\mathrm{As}}}$	1338,80	—	—	70,12	29,88
- sulphür	$\overset{\prime\prime\prime}{\bar{\mathrm{As}}}$	1538,80	—	—	61,00	39,00
- sulphid	$\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\bar{\mathrm{As}}}$	1938,80	—	—	48,42	51,58
Barium	Ba	855,29				
Baryterde	$\dot{\mathrm{Ba}}$	955,29	89,53	10,47		
Schwefelbarium	$\overset{\prime}{\mathrm{Ba}}$	1055,29	—	—	81,04	18,96
Beryllium	Be	87,12				
Beryllerde	$\overset{\cdots}{\bar{\mathrm{Be}}}$	474,24	36,74	63,26		

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen. Radical.	Sauerstoff.	Procentige Zusammensetzung der Schwefelverbindungen. Radical.	Schwefel.
Blei	Pb	1294,64				
Bleioxyd	$\dot{Pb}$	1394,64	92,83	7,17		
- superoxyd	$\ddot{Pb}$	1494,64	86,62	13,38		
Schwefelblei	$\acute{Pb}$	1494,64	—	—	86,62	13,38
Bor	B	136,20				
Borsäure	$\dddot{B}$	436,20	31,22	68,78		
Brom	Br	1000,00				
Bromsäure	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Br}$	1500,00	66,66	33,34		
Cadmium	Cd	696,77				
Cadmiumoxyd	$\dot{Cd}$	796,77	87,45	12,55		
Schwefelcadmium	$\acute{Cd}$	896,77	—	—	77,68	22,32
Calcium	Ca	250,00				
Kalkerde	$\dot{Ca}$	350,00	71,43	28,57		
Cer	Ce					
Chlor	Cl	443,30				
Unterchlor. Säure	$\dot{Cl}$	543,30	81,60	18,40		
Chlorige Säure	$\dddot{Cl}$	743,30	59,64	40,36		
Chlorsäure	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$	943,30	47,00	53,00		
Ueberchlorsäure	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$	1143,30	38,77	61,23		
Chrom	Cr	328,57				
Chromoxyd	$\dddot{\text{C̶r}}$	957,14	68,65	31,35		
Chromsäure	$\dddot{Cr}$	628,57	52,27	47,73		
Didym	D					
Eisen	Fe	350,53				
Eisenoxydul	$\dot{Fe}$	450,53	77,80	22,20		
- oxyd	$\dddot{\text{F̶e}}$	1001,06	70,03	29,97		

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O=100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen.		Procentige Zusammensetzung der Schwefelverbindungen.	
			Radical.	Sauerstoff.	Radical.	Schwefel.
Eisensäure	$\overset{\cdots}{Fe}$	650,53	53,88	46,12		
- sulphuret	$\overset{\prime}{Fe}$	550,53	—	—	63,67	36,33
- sesquisulphur.	$\overset{\prime\prime\prime}{\overline{Fe}}$	1301,06	—	—	53,89	46,11
- bisulphuret	$\overset{\prime\prime}{Fe}$	750,53	—	—	46,70	53,30
Erbium	E					
Fluor	F	235,43				
Gold	Au	1229,16				
Goldoxydul	$\dot{Au}$	2558,33	96,09	3,91		
- säure	$\overset{\cdots}{Au}$	2758,33	89,12	10,88		
- sulphuret	$\overset{\prime}{Au}$	2658,33	—	—	92,48	7,52
- sulphid	$\overset{\prime\prime\prime}{\overline{Au}}$	3058,33	—	—	80,38	19,62
Jod	J	1586,00				
Jodsäure	$\overset{\because\because}{\overline{J}}$	2086,00	76,03	23,97		
Ueberjodsäure	$\overset{\because\because\because}{\overline{J}}$	2286,00	69,38	30,62		
Iridium	Ir	1232,08				
Iridsesquioxydul	$\overset{\cdots}{\overline{Ir}}$	2764,16	89,15	10,85		
- oxyd	$\ddot{Ir}$	1432,08	86,03	13,97		
- säure	$\overset{\cdots}{Ir}$	1532,08	80,48	19,52		
Kalium	K	488,86				
Kali	$\dot{K}$	588,86	83,02	16,98		
Schwefelkalium	$\overset{\prime}{K}$	688,86	—	—	70,97	29,03
- -	$\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{K}$	1488,86	—	—	32,83	67,17
Kobalt	Co	368,65				
Kobaltoxydul	$\dot{Co}$	468,65	78,66	21,34		
- oxyd	$\overset{\cdots}{\overline{Co}}$	1037,30	71,08	28,92		
Schwefelkobalt	$\overset{\prime}{Co}$	568,65	—	—	64,83	35,17

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen.		Procentige Zusammensetzung der Schwefelverbindungen.	
			Radical.	Sauerstoff.	Radical.	Schwefel.
Schwefelkobalt	$\overset{\prime\prime}{\mathrm{Co}}$	768,65	—	—	47,96	52,04
- -	$\overset{\prime\prime\prime}{\text{Ȼo}}$	1337,30	—	—	55,13	44,87
Kohlenstoff	C	75,00				
Kohlenoxyd	$\dot{\mathrm{C}}$	175,00	42,86	57,14		
- säure	$\ddot{\mathrm{C}}$	275,00	27,27	72,73		
- sulphid	$\overset{\prime\prime}{\mathrm{C}}$	475,00	—	—	15,79	84,21
Kupfer	Cu	395,60				
Kupferoxydul	$\dot{\text{Ȼu}}$	891,20	88,78	11,22		
- oxyd	$\dot{\mathrm{Cu}}$	495,60	79,82	20,18		
- semisulphuret	$\overset{\prime}{\text{Ȼu}}$	991,20	—	—	79,82	20,18
- sulphuret	$\overset{\prime}{\mathrm{Cu}}$	595,60	—	—	66,42	33,58
Lanthan	La					
Lithium	Li	81,66				
Lithion	$\dot{\mathrm{Li}}$	181,66	44,95	55,05		
Magnesium	Mg	154,50				
Magnesia	$\dot{\mathrm{Mg}}$	254,50	60,71	39,29		
Mangan	Mn	344,68				
Manganoxydul	$\dot{\mathrm{Mn}}$	444,68	77,51	22,49		
- oxyd	$\dddot{\text{M̶n}}$	989,37	69,68	30,32		
- superoxyd	$\ddot{\mathrm{Mn}}$	544,68	63,28	36,72		
- säure	$\dddot{\mathrm{Mn}}$	644,68	53,47	46,53		
- übersäure	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{M̶n}}$	1389,37	49,62	50,38		
- sulphuret	$\overset{\prime}{\mathrm{Mn}}$	544,68	—	—	63,28	36,72
- -	$\overset{\prime\prime}{\mathrm{Mn}}$	744,68	—	—	46,29	53,71
Molybdän	Mo	596,10				
Molybdänoxydul	$\dot{\mathrm{Mo}}$	696,10	85,63	14,37		

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen.		Procentige Zusammensetzung der Schwefelverbindungen.	
			Radical.	Sauerstoff.	Radical.	Schwefel.
Molybdänoxyd	$\dot{\text{M}}\text{o}$	796,10	74,88	25,12		
- säure	$\dddot{\text{M}}\text{o}$	896,10	66,52	33,48		
- sulphuret	$\overset{''}{\text{M}}\text{o}$	996,10	—	—	59,84	40,16
- sulphid	$\overset{'''}{\text{M}}\text{o}$	1196,10	—	—	49,84	50,16
- -	$\overset{''''}{\text{M}}\text{o}$	1396,10	—	—	42,70	57,30
Natrium	Na	289,73				
Natron	$\dot{\text{N}}\text{a}$	389,73	74,34	25,66		
Schwefelnatrium	$\overset{'}{\text{N}}\text{a}$	489,73	—	—	59,16	40,84
- -	$\overset{'''''}{\text{N}}\text{a}$	1289,73	—	—	22,47	77,53
Nickel	Ni	369,33				
Nickeloxydul	$\dot{\text{N}}\text{i}$	469,33	78,69	21,31		
- oxyd	$\ddot{\bar{\text{N}}}\text{i}$	1038,66	71,12	28,88		
- sulphuret	$\overset{'}{\text{N}}\text{i}$	569,33	—	—	64,87	35,13
Niobium	Nb					
Norium	No					
Osmium	Os	1242,62				
Osmiumoxydul	$\dot{\text{O}}\text{s}$	1342,62	92,55	7,45		
- sesquioxydul	$\ddot{\bar{\text{O}}}\text{s}$	2785,25	89,23	10,77		
- oxyd	$\ddot{\text{O}}\text{s}$	1442,62	86,14	13,86		
Osmige Säure	$\dddot{\text{O}}\text{s}$	1542,62	80,55	19,45		
Osmiumsäure	$\ddddot{\text{O}}\text{s}$	1642,62	75,65	24,35		
- sulphuret	Os	1642,62	—	—	75,65	24,35
- sulphid	$\overset{''''}{\text{O}}\text{s}$	2042,62	—	—	60,84	39,16
Palladium	Pd	665,48				
Palladiumoxydul	$\dot{\text{P}}\text{d}$	765,48	86,94	13,06		
- oxyd	$\ddot{\text{P}}\text{d}$	865,48	76,89	23,11		

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen. Radical.	Sauerstoff.	Procentige Zusammensetzung der Schwefelverbindungen. Radical.	Schwefel.
Palladiumsulphuret	$\acute{\mathrm{Pd}}$	865,48	—	—	76,89	23,11
Pelopium	Pe					
Phosphor	P	392,00				
Phosphoroxyd	P^2O	884,00	88,69	11,31		
Unterphosphorige Säure	$\dot{\mathrm{P}}$	492,00	79,68	20,32		
Phosphorig. Säure	$\dddot{\mathrm{P}}$	692,00	56,65	43,35		
Phosphorsäure	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$	892,00	43,50	56,50		
Platin	Pt	1232,00				
Platinoxydul	$\dot{\mathrm{Pt}}$	1332,00	92,48	7,52		
- oxyd	$\ddot{\mathrm{Pt}}$	1432,00	86,04	13,96		
- sulphuret	$\acute{\mathrm{Pt}}$	1432,00	—	—	86,04	13,96
- -	Pt''	1632,00	—	—	75,49	24,51
Quecksilber	Hg	1250,00				
Quecksilberoxydul	$\dot{\bar{\mathrm{H}}}\mathrm{g}$	2600,00	96,15	3,85		
- oxyd	$\dot{\mathrm{H}}\mathrm{g}$	1350,00	92,59	7,41		
- semisulphuret	$\acute{\bar{\mathrm{H}}}\mathrm{g}$	2700,00	—	—	92,60	7,40
- sulphuret	$\acute{\mathrm{H}}\mathrm{g}$	1450,00	—	—	86,21	13,79
Rhodium	R	651,96				
Rhodiumoxyd	$\dddot{\bar{\mathrm{R}}}$	1603,92	81,30	18,70		
Ruthenium	Ru	651,00				
Rutheniumoxydul	$\dot{\mathrm{R}}\mathrm{u}$	751,00	86,69	13,31		
- sesquioxydul	$\dddot{\bar{\mathrm{R}}}\mathrm{u}$	1602,00	81,27	18,73		
- oxyd	$\ddot{\mathrm{R}}\mathrm{u}$	851,00	76,50	23,50		
- säure	$\dddot{\mathrm{R}}\mathrm{u}$	951,00	68,45	31,55		
Sauerstoff	O	100,00				

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen.		Schwefelverbindungen.	
			Radical.	Sauerstoff.	Radical.	Schwefel.
Schwefel	S	200,00				
Unterschweflige Säure	$\ddot{\bar{S}}$	600,00	66,67	33,33		
Schweflige Säure	$\ddot{S}$	400,00	50,00	50,00		
Unterschwefelsäur.	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{S}}$	900,00	44,45	55,55		
Schwefelsäure	$\dddot{S}$	500,00	40,00	60,00		
Trithionsäure	S^3O^5	1100,00	54,55	45,45		
Tetrathionsäure	S^4O^5	1300,00	61,54	38,46		
Selen	Se	495,00				
Selenige Säure	$\ddot{Se}$	695,00	71,23	28,77		
Selensäure	$\dddot{Se}$	795,00	62,27	37,73		
Silber	Ag	1350,00				
Silberoxyd	$\dot{Ag}$	1450,00	93,11	6,89		
- sulphuret	$\acute{Ag}$	1550,00	—	—	87,05	12,95
Silicium	Si	277,80				
Kieselsäure	$\dddot{Si}$	577,80	48,08	51,92		
Stickstoff	N	175,00				
Stickstoffoxydul	$\dot{N}$	275,00	63,64	36,36		
- oxyd	$\ddot{N}$	375,00	46,67	53,33		
Salpetrige Säure	$\dddot{N}$	475,00	36,85	63,15		
Salpetersäure	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$	675,00	25,93	74,07		
Strontium	Sr	545,93				
Strontianerde	$\dot{Sr}$	645,93	84,52	15,48		
Tantal	Ta					
Tellur	Te	801,76				
Tellurige Säure	$\ddot{Te}$	1001,76	80,03	19,97		

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atomgewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen.		Procentige Zusammensetzung der Schwefelverbindungen.	
			Radical.	Sauerstoff.	Radical.	Schwefel.
Tellursäure	$\dddot{\mathrm{T}}\mathrm{e}$	1101,76	72,77	27,23		
Terbium	Tr					
Thorium	Th	743,86				
Thorerde	$\dot{\mathrm{T}}\mathrm{h}$	843,86	88,15	11,85		
Titan	Ti	301,50				
Titansäure	$\ddot{\mathrm{T}}\mathrm{i}$	501,50	60,12	39,88		
Uran	U	746,36				
Uranoxydul	$\dot{\mathrm{U}}$	846,36	88,19	11,81		
- oxyd	$\dddot{\text{Ʉ}}$	1792,72	83,27	16,73		
- oxydoxydul	$\dot{\mathrm{U}}\dddot{\text{Ʉ}}$	2639,08	84,85	15,15		
Vanadium	V	856,89				
Vanadinsuboxyd	$\dot{\mathrm{V}}$	956,89	89,55	10,45		
- oxyd	$\ddot{\mathrm{V}}$	1056,89	81,08	18,92		
- säure	$\dddot{\mathrm{V}}$	1156,89	74,07	25,93		
- sulphid	$\overset{\prime\prime}{\mathrm{V}}$	1256,89	—	—	68,17	31,83
- -	$\overset{\prime\prime\prime}{\mathrm{V}}$	1456,89	—	—	58,82	41,18
Wasserstoff	H	12,50				
Wasser	$\dot{\mathrm{H}}$	112,50	11,11	88,89		
Schwefelwasserst.	$\overset{\prime}{\mathrm{H}}$	212,50	—	—	5,88	94,12
Wismuth	Bi	1330,38				
Wismuthoxyd	$\dddot{\text{Ƀ}}\mathrm{i}$	2960,76	89,87	10,13		
- säure	$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{\text{Ƀ}}}\mathrm{i}$	3160,76	84,18	15,82		
- sulphuret	$\overset{\prime}{\mathrm{B}}\mathrm{i}$	1530,38	—	—	86,92	13,07
- -	$\overset{\prime\prime\prime}{\text{Ƀ}}\mathrm{i}$	3260,76	—	—	81,60	18,40
Wolfram	W	1188,36				
Wolframoxyd	$\dot{\mathrm{W}}$	1388,36	85,59	14,41		

Name der einfachen Körper, ihrer Sauerstoff- und Schwefelverbindungen.	Chemisches Zeichen.	Atom-gewicht. O = 100.	Procentige Zusammensetzung der Oxydationsstufen.		Schwefelverbindungen.	
			Radical.	Sauerstoff.	Radical.	Schwefel.
Wolframsäure	$\dddot{W}$	1488,36	79,84	20,16		
- sulphuret	$\overset{\prime\prime}{W}$	1588,36	—	—	74,82	25,18
- sulphid	$\overset{\prime\prime\prime}{W}$	1788,36	—	—	66,45	33,55
Yttrium	Y					
Yttererde						
Zink	Zn	406,59				
Zinkoxyd	$\dot{Zn}$	506,59	80,26	19,74		
- sulphuret	$\overset{\prime}{Zn}$	606,59	—	—	67,03	32,97
Zinn	Sn	735,29				
Zinnoxydul	$\dot{Sn}$	835,29	88,03	11,97		
- säure	$\ddot{Sn}$	935,29	78,62	21,38		
- sulphuret	$\overset{\prime}{Sn}$	935,29	—	—	78,62	21,38
- sesquisulphur.	$\overset{\prime\prime\prime}{\bar{Sn}}$	2070,58	—	—	71,02	28,98
- sulphid	$\overset{\prime\prime}{Sn}$	1135,29	—	—	64,77	35,23
Zirconium	Zr	419,73				
Zirconerde	$\dddot{\bar{Zr}}$	1139,46	73,67	26,33		

Einige Salze, welche bei analytischen Untersuchungen oft den Berechnungen zum Grunde gelegt werden.

Name des Salzes.	Chem. Zeichen.	Atomgew. O = 100.	enthält in 100 Theil.	entsprechend.
Arsensaure Magnesia	$\dot{Mg}^2\dddot{As}$	1947,8	73,86 $\dddot{As}$	48,2 As
- Ammoniak - (bei 100°)	$(\dot{Mg}^2+\dot{N}H^4)\dddot{As}+\dot{H}$	2385,3	60,32 -	39,36 -
Chlorkalium	KCl	932,2	52,44 K	63,17 $\dot{K}$
Chlorkalium-Platinchlorid	$KCl + PtCl^2$	3050,76	16,02 K	19,30 $\dot{K}$
	—	—	40,38 Pt	
Chlorammonium - Platinchlorid	$NH^4Cl + PtCl^2$	2786,90	7,625 NH^3	11,66 $\dot{N}H^4$
	—	—	44,21 Pt	6,27 N
Chlornatrium	NaCl	733,03	39,44 Na	53,17 $\dot{Na}$
Chlorsilber	AgCl	1783,3	75,70 Ag	
Cyansilber	AgCy	1675,0	19,40 Cy	10,45 N
Fluorcalcium	CaF	485,43	48,50 F	
Fluorkieselbarium	$3\,BaF + 2\,SiF^3$	5240,34	16,32 Ba	19,68 $\dot{Ba}$
Jodsilber	AgJ	2936,00	45,98 Ag	
Jodpalladium	PdJ	2251,48	54,02 J	
Kohlensaure Baryterde	$\dot{Ba}\ddot{C}$	1230,29	77,65 $\dot{Ba}$	
- Kalkerde	$\dot{Ca}\ddot{C}$	625,00	56,00 $\dot{Ca}$	
Kohlensaures Natron	$\dot{Na}\ddot{C}$	664,73	58,63 $\dot{Na}$	
Phosphorsaure Magnesia	$\dot{Mg}^2\dddot{P}$	1401,00	36,33 $\dot{Mg}$	
			63,67 $\dddot{P}$	27,98 P
Schwefelsaure Baryterde	$\dot{Ba}\dddot{S}$	1455,29	34,36 $\dddot{S}$	13,75 S
			65,64 $\dot{Ba}$	58,78 Ba
Schwefelsaures Bleioxyd	$\dot{Pb}\dddot{S}$	1894,64	73,61 $\dot{Pb}$	68,33 Pb
- Kali	$\dot{K}\dddot{S}$	1088,86	54,08 $\dot{K}$	44,90 K
- Natron	$\dot{Na}\dddot{S}$	889,73	43,80 $\dot{Na}$	32,56 Na
Schwefelsaure Kalkerde	$\dot{Ca}\dddot{S}$	850,00	41,18 $\dot{Ca}$	29,41 Ca
- Magnesia	$\dot{Mg}\dddot{S}$	754,50	33,73 $\dot{Mg}$	20,48 Mg
- Strontianerde	$\dot{Sr}\dddot{S}$	1145,93	56,37 $\dot{Sr}$	47,64 Sr

Tabelle
über den Gehalt der wasserhaltigen Salpetersäure an wasserfreier bei + 15° C.
(Ure.)

Spec. Gew.	Proc. N̈.	Spec. Gew.	Proc. N̈.	Spec. Gew.	Proc. N̈.	Spec. Gew.	Proc. N̈.
1,500	79,7	1,419	59,8	1,295	39,8	1,140	19,9
1,498	78,9	1,415	59,0	1,289	39,0	1,134	19,1
1,496	78,1	1,411	58,2	1,283	38,3	1,129	18,3
1,494	77,3	1,406	57,4	1,276	37,5	1,123	17,5
1,491	76,5	1,402	56,6	1,270	36,7	1,117	16,7
1,488	75,7	1,398	55,8	1,264	35,9	1,111	15,9
1,485	74,9	1,394	55,0	1,258	35,1	1,105	15,1
1,482	74,1	1,388	54,2	1,252	34,3	1,099	14,3
1,479	73,3	1,383	53,4	1,246	33,5	1,093	13,5
1,476	72,5	1,378	52,6	1,240	32,7	1,088	12,7
1,473	71,7	1,373	51,8	1,234	31,9	1,082	11,9
1,470	70,9	1,368	51,0	1,228	31,1	1,076	11,2
1,467	70,1	1,363	50,2	1,221	30,3	1,071	10,4
1,464	69,3	1,358	49,4	1,215	29,5	1,065	9,6
1,460	68,5	1,353	48,6	1,208	28,7	1,059	8,8
1,457	67,7	1,348	47,8	1,202	27,9	1,054	8,0
1,453	66,9	1,343	47,0	1,196	27,1	1,048	7,2
1,450	66,1	1,338	46,2	1,189	26,3	1,043	6,4
1,446	65,3	1,332	45,4	1,183	25,5	1,037	5,6
1,442	64,5	1,327	44,6	1,177	24,7	1,032	4,8
1,439	63,8	1,322	43,8	1,171	23,9	1,027	4,0
1,435	63,0	1,316	43,0	1,165	23,1	1,021	3,2
1,431	62,2	1,311	42,2	1,159	22,3	1,016	2,4
1,427	61,4	1,306	41,4	1,153	21,5	1,011	1,6
1,423	60,6	1,300	40,6	1,146	20,7	1,005	0,8

Tabelle
über den Gehalt der wasserhaltigen Schwefelsäure an wasserfreier ($\ddot{S}$) und erstem Hydrat ($\dot{H}\ddot{S}$) bei $+ 15^{0},5$ C.
(Ure.)

Spec. Gew.	Proc. $\dot{H}\ddot{S}$.	Proc. $\ddot{S}$.	Spec. Gew.	Proc. $\dot{H}\ddot{S}$.	Proc. $\ddot{S}$.	Spec. Gew.	Proc. $\dot{H}\ddot{S}$.	Proc. $\ddot{S}$.
1,8485	100	81,54	1,5648	67	54,63	1,2490	34	27,72
1,8475	99	80,72	1,5503	66	53,82	1,2409	33	26,91
1,8460	98	79,90	1,5390	65	53,00	1,2334	32	26,09
1,8439	97	79,09	1,5280	64	52,18	1,2260	31	25,28
1,8410	96	78,28	1,5170	63	51,37	1,2184	30	24,46
1,8376	95	77,40	1,5066	62	50,55	1,2108	29	23,65
1,8336	94	76,65	1,4960	61	49,74	1,2032	28	22,83
1,8290	93	75,83	1,4860	60	48,92	1,1956	27	22,01
1,8233	92	75,02	1,4760	59	48,11	1,1876	26	21,20
1,8179	91	74,20	1,4660	58	47,29	1,1792	25	20,38
1,8115	90	73,39	1,4560	57	46,58	1,1706	24	19,57
1,8043	89	72,57	1,4460	56	45,68	1,1626	23	18,75
1,7962	88	71,75	1,4360	55	44,85	1,1549	22	17,94
1,7870	87	70,94	1,4265	54	44,03	1,1480	21	17,12
1,7774	86	70,12	1,4170	53	43,22	1,1410	20	16,31
1,7673	85	69,31	1,4073	52	42,40	1,1330	19	15,49
1,7570	84	68,49	1,3977	51	41,58	1,1246	18	14,68
1,7465	83	67,68	1,3884	50	40,77	1,1165	17	13,86
1,7360	82	66,86	1,3788	49	39,95	1,1090	16	13,05
1,7245	81	66,05	1,3697	48	39,14	1,1019	15	12,23
1,7120	80	65,23	1,3612	47	38,32	1,0935	14	11,41
1,6993	79	64,42	1,3530	46	37,51	1,0887	13	10,60
1,6870	78	63,60	1,3440	45	36,69	1,0809	12	9,78
1,6750	77	62,78	1,3345	44	35,88	1,0743	11	8,97
1,6630	76	61,97	1,3255	43	35,06	1,0682	10	8,15
1,6520	75	61,15	1,3165	42	34,25	1,0614	9	7,34
1,6415	74	60,34	1,3080	41	33,43	1,0544	8	6,52
1,6321	73	59,55	1,2999	40	32,61	1,0477	7	5,71
1,6204	72	58,71	1,2913	39	31,80	1,0405	6	4,89
1,6090	71	57,89	1,2826	38	30,98	1,0336	5	4,08
1,5975	70	57,08	1,2740	37	30,17	1,0268	4	3,26
1,5868	69	56,26	1,2654	36	29,35	1,0206	3	2,45
1,5760	68	55,45	1,2572	35	28,54	1,0140	2	1,63
						1,0074	1	0,81

Tabelle
über den Gehalt der wasserhaltigen Salzsäure an Chlor und Chlorwasserstoff bei + 15° C.
(Ure.)

Spec. Gew.	Proc. Cl.	Proc. H Cl.	Spec. Gew.	Proc. Cl.	Proc. H Cl.	Spec. Gew.	Proc. Cl.	Proc. H Cl.
1,2000	39,67	40,78	1,1349	26,58	27,32	1,0677	13,49	13,86
1,1982	39,28	40,37	1,1328	26,19	26,91	1,0657	13,09	13,46
1,1964	38,88	39,96	1,1308	25,79	26,50	1,0637	12,70	13,05
1,1946	38,48	39,55	1,1287	25,39	26,10	1,0617	12,30	12,64
1,1928	38,09	39,15	1,1267	25,00	25,69	1,0597	11,90	12,23
1,1910	37,69	38,74	1,1247	24,60	25,28	1,0577	11,51	11,82
1,1893	37,30	38,33	1,1226	24,20	24,87	1,0557	11,11	11,42
1,1875	36,90	37,92	1,1206	23,80	24,47	1,0537	10,71	11,01
1,1857	36,50	37,52	1,1185	23,41	24,06	1,0517	10,32	10,60
1,1846	36,11	37,11	1,1164	23,01	23,65	1,0497	9,92	10,19
1,1822	35,71	36,70	1,1143	22,61	23,24	1,0477	9,52	9,79
1,1802	35,31	36,29	1,1123	22,22	22,83	1,0457	9,13	9,38
1,1782	34,91	35,88	1,1102	21,82	22,43	1,0437	8,73	8,97
1,1762	34,52	35,48	1,1082	21,42	22,02	1,0417	8,33	8,56
1,1741	34,12	35,07	1,1061	21,03	21,61	1,0397	7,93	8,15
1,1721	33,72	34,66	1,1041	20,63	21,20	1,0377	7,54	7,75
1,1701	33,33	34,25	1,1020	20,23	20,80	1,0357	7,14	7,34
1,1681	32,93	33,84	1,1000	19,84	20,39	1,0337	6,74	6,93
1,1661	32,53	33,44	1,0980	19,44	19,98	1,0318	6,35	6,52
1,1641	32,14	33,03	1,0960	19,04	19,57	1,0298	5,95	6,12
1,1620	31,75	32,62	1,0939	18,65	19,16	1,0279	5,55	5,71
1,1599	31,34	32,21	1,0919	18,25	18,76	1,0259	5,16	5,30
1,1578	30,95	31,80	1,0899	17,85	18,35	1,0239	4,76	4,89
1,1557	30,55	31,40	1,0879	17,46	17,94	1,0220	4,36	4,49
1,1537	30,15	30,99	1,0859	17,06	17,53	1,0200	3,97	4,08
1,1515	29,76	30,58	1,0838	16,66	17,13	1,0180	3,57	3,67
1,1494	29,36	30,17	1,0818	16,27	16,72	1,0160	3,17	3,26
1,1473	28,96	29,77	1,0798	15,87	16,31	1,0140	2,78	2,85
1,1452	28,57	29,36	1,0778	15,47	15,90	1,0120	2,38	2,45
1,1431	28,17	28,95	1,0758	15,08	15,49	1,0100	1,98	2,04
1,1410	27,77	28,54	1,0738	14,68	15,09	1,0080	1,59	1,63
1,1389	27,38	28,14	1,0718	14,28	14,68	1,0060	1,19	1,22
1,1369	26,98	27,73	1,0697	13,89	14,27	1,0040	0,79	0,82
						1,0020	0,40	0,41

Tabellen über den Gehalt der wässerigen Kali- u. Natronlösungen an wasserfreiem Kali und Natron. (Dalton.)

Spec. Gew.	Gew.-Proc. K.	Spec. Gew.	Gew.-Proc. Na.
1,68	51,2	2,00	77,8
1,60	46,7	1,85	63,6
1,52	42,9	1,72	53,8
1,47	39,6	1,63	46,6
1,44	36,8	1,56	41,2
1,42	34,4	1,50	36,8
1,39	32,4	1,47	34,0
1,36	29,4	1,44	31,0
1,33	26,3	1,40	29,0
1,28	23,4	1,36	26,0
1,23	19,5	1,32	23,0
1,19	16,2	1,29	19,0
1,15	13,0	1,23	16,0
1,11	9,5	1,18	13,0
1,06	4,7	1,12	9,0
		1,06	4,7

Tabelle über die im wässerigen Alkohol enthaltenen Volum- und Gewichtsprocente an wasserfreiem Alkohol bei 15°,6 C.

Spec. Gew.	Gew.-Proc.	Vol.-Proc.	Spec. Gew.	Gew.-Proc.	Vol.-Proc.	Spec. Gew.	Gew.-Proc.	Vol.-Proc.
0,7939	100	100	0,8965	59,33	67	0,9596	28,13	34
0,7988	98,40	99	0,8989	58,29	66	0,9609	27,27	33
0,8034	96,84	98	0,9013	57,25	65	0,9622	26,40	32
0,8077	95,33	97	0,9036	56,23	64	0,9634	25,55	31
0,8118	93,88	96	0,9059	55,21	63	0,9646	24,69	30
0,8157	92,47	95	0,9082	54,19	62	0,9657	23,84	29
0,8194	91,08	94	0,9104	53,20	61	0,9668	22,99	28
0,8230	89,71	93	0,9126	52,20	60	0,9679	22,15	27
0,8265	88,37	92	0,9148	51,20	59	0,9689	21,30	26
0,8299	87,05	91	0,9170	50,21	58	0,9700	20,46	25
0,8332	85,76	90	0,9192	49,23	57	0,9710	19,62	24
0,8365	84,47	89	0,9213	48,26	56	0,9720	18,78	23
0,8397	83,20	88	0,9234	47,29	55	0,9731	17,95	22
0,8428	81,95	87	0,9254	46,33	54	0,9741	17,11	21
0,8458	80,72	86	0,9275	45,37	53	0,9751	16,28	20
0,8488	79,50	85	0,9295	44,42	52	0,9761	15,45	19
0,8518	78,29	84	0,9315	43,47	51	0,9771	14,62	18
0,8547	77,10	83	0,9335	42,52	50	0,9781	13,80	17
0,8575	75,92	82	0,9354	41,59	49	0,9791	12,97	16
0,8603	74,75	81	0,9373	40,66	48	0,9802	12,15	15
0,8631	73,59	80	0,9391	39,73	47	0,9812	11,33	14
0,8658	72,44	79	0,9409	38,80	46	0,9823	10,51	13
0,8685	71,30	78	0,9427	37,88	45	0,9834	9,69	12
0,8712	70,14	77	0,9444	36,98	44	0,9845	8,87	11
0,8739	69,03	76	0,9461	36,08	43	0,9857	8,05	10
0,8765	67,97	75	0,9478	35,18	42	0,9869	7,24	9
0,8791	66,83	74	0,9494	34,29	41	0,9881	6,43	8
0,8817	65,73	73	0,9510	33,39	40	0,9893	5,62	7
0,8842	64,65	72	0,9526	32,50	39	0,9906	4,81	6
0,8867	63,57	71	0,9541	31,62	38	0,9919	4,00	5
0,8892	62,50	70	0,9556	30,74	37	0,9933	3,20	4
0,8917	61,43	69	0,9570	29,87	36	0,9947	2,39	3
0,8941	60,38	68	0,9583	29,00	35	0,9961	1,59	2
						0,9976	0,80	1

Reduction der Beaumé'schen Aräometergrade auf das spec. Gewicht bei + 18,75° C.

Für Flüssigkeiten leichter als Wasser.

B. *)	Spec. Gew.	B.	Spec. Gew.
10	1,0000	35	0,8530
11	0,9931	36	0,8480
12	0,9864	37	0,8431
13	0,9797	38	0,8382
14	0,9731	39	0,8334
15	0,9666	40	0,8287
16	0,9603	41	0,8239
17	0,9539	42	0,8193
18	0,9477	43	0,8147
19	0,9416	44	0,8102
20	0,9355	45	0,8057
21	0,9295	46	0,8013
22	0,9236	47	0,7969
23	0,9177	48	0,7925
24	0,9120	49	0,7882
25	0,9063	50	0,7839
26	0,9007	51	0,7797
27	0,8951	52	0,7756
28	0,8896	53	0,7714
29	0,8842	54	0,7674
30	0,8788	55	0,7633
31	0,8735	56	0,7593
32	0,8683	57	0,7554
33	0,8632	58	0,7515
34	0,8580	59	0,7476
		60	0,7438

*) B bedeutet Beaumé's Grade.

Für Flüssigkeiten schwerer als Wasser.

B.	Spec. Gew.	B.	Spec. Gew.
1	1,0069	39	1,3674
2	1,0139	40	1,3804
3	1,0211	41	1,3937
4	1,0283	42	1,4072
5	1,0356	43	1,4210
6	1,0431	44	1,4350
7	1,0506	45	1,4493
8	1,0582	46	1,4640
9	1,0661	47	1,4789
10	1,0740	48	1,4941
11	1,0820	49	1,5097
12	1,0901	50	1,5255
13	1,0983	51	1,5417
14	1,1067	52	1,5583
15	1,1152	53	1,5752
16	1,1239	54	1,5925
17	1,1326	55	1,6101
18	1,1415	56	1,6282
19	1,1506	57	1,6467
20	1,1598	58	1,6656
21	1,1691	59	1,6849
22	1,1786	60	1,7047
23	1,1883	61	1,7250
24	1,1981	62	1,7457
25	1,2080	63	1,7669
26	1,2182	64	1,7888
27	1,2285	65	1,8111
28	1,2390	66	1,8340
29	1,2497	67	1,8574
30	1,2605	68	1,8815
31	1,2716	69	1,9062
32	1,2828	70	1,9316
33	1,2943	71	1,9577
34	1,3059	72	1,9844
35	1,3177	73	2,0119
36	1,3298	74	2,0402
37	1,3421	75	2,0693
38	1,3546		

Folgende Druckfehler sind zu verbessern:

Seite 5.	Zeile 17.	v.	u.	lies:	vor sich gegangen statt entstanden.
- 11.	- 1.	v.	u.	lies:	mehre statt mehrere.
- 23.	- 20.	v.	u.	lies:	so schwere statt so viel.
- 67.	- 10.	v.	o.	lies:	wird es umgeändert statt zerlegt es sich.
- 76.	- 10.	v.	u.	lies:	100 Th. einer *wasserfreien* Säure.
- 89.	- 15.	v.	o.	lies:	~~$\ddot{S}$~~ statt ~~S~~.
- 106.	- 15.	v.	o.	lies:	bereitet statt breitet.
- 144.	- 12.	v.	o.	lies:	Kalk statt Kali.

Fuchs.

BSB Bayerische StaatsBibliothek
MDZ Münchener DigitalisierungsZentrum Digitale Bibliothek

Werther, Gustav,

Die unorganische Chemie ein Grundriss für seine Vorlesungen an der Artillerie- und Ingenieur-Schule in Berlin

Bd.: 1

Berlin 1850

Chem. 327-1
urn:nbn:de:bvb:12-bsb10074135-1